• Budi Utami • Agung Nugroho CS • Lina Mahardiani
• Sri Yamtinah • Bakti Mulyani

BUKU SEKOLAH ELEKTRONIK
bse

KIMIA

Untuk SMA/MA Kelas XI Program Ilmu Alam







2

PUSAT PERBUKUAN
Departemen Pendidikan Nasional

KIMIA 2 Untuk SMA/MA Kelas XI Program Ilmu Alam
• Budi Utami • Agung Nugroho CS • Lina Mahardiani
• Sri Yamtinah • Bakti Mulyani

KIMIA

UNTUK SMA dan MA KELAS XI
Program Ilmu Alam

Penulis:
Budi Utami,
Agung Nugroho Catur Saputro,
Lina Mahardiani,
Sri Yamtinah,
Bakti Mulyani.

Pusat Perbukuan
Departemen Pendidikan nasional

Hak Cipta pada Departemen Pendidikan Nasional
Dilindungi Undang-undang
Hak cipta buku ini dibeli oleh Departemen Pendidikan Nasional
dari Penerbit CV. HaKa MJ

K I M I A
untuk SMA dan MA Kelas XI

Penulis : Budi Utami, Agung Nugroho Catur Saputro, Lina Mahardiani, Sri Yamtinah, Bakti Mulyani.

Editor : Caecilia Citra Dewi

Seting/Lay-out : Tim Seting
Desain Cover : Fascho

540.7
KIM Kimia 2 : Untuk SMA/MA Kelas XI, Program Ilmu Alam / penulis, Budi Utami…[et al] ; editor, Caecilia Citra Dewi ; . -- Jakarta : Pusat Perbukuan, Departemen Pendidikan Nasional, 2009.
v, 274 hlm. : ilus ; 25 cm.

Bibliografi : hlm. 255-256
Indeks
ISBN 978-979-068-179-8 (No. Jilid Lengkap)
ISBN 978-979-068-182-8

1. Kimia-Studi dan Pengajaran I. Judul II. Caecilia Citra Dewi III. Budi Utami

Diterbitkan oleh Pusat Perbukuan
Departemen Pendidikan Nasional
Tahun 2009
Diperbanyak oleh ...

Kata Sambutan

Puji syukur kami panjatkan ke hadirat Allah SWT, berkat rahmat dan karunia-Nya, Pemerintah, dalam hal ini, Departemen Pendidikan Nasional, pada tahun 2008, telah membeli hak cipta buku teks pelajaran ini dari penulis/penerbit untuk disebarluaskan kepada masyarakat melalui situs internet (website) Jaringan Pendidikan Nasional.

Buku teks pelajaran ini telah dinilai oleh Badan Standar Nasional Pendidikan dan telah ditetapkan sebagai buku teks pelajaran yang memenuhi syarat kelayakan untuk digunakan dalam proses pembelajaran melalui Peraturan Menteri Pendidikan Nasional Nomor 22 Tahun 2007 tanggal 25 Juni 2007.

Kami menyampaikan penghargaan yang setinggi-tingginya kepada para penulis/penerbit yang telah berkenan mengalihkan hak cipta karyanya kepada Departemen Pendidikan Nasional untuk digunakan secara luas oleh para siswa dan guru di seluruh Indonesia.

Buku-buku teks pelajaran yang telah dialihkan hak ciptanya kepada Departemen Pendidikan Nasional ini, dapat diunduh (down load), digandakan, dicetak, dialihmediakan, atau difotokopi oleh masyarakat. Namun, untuk penggandaan yang bersifat komersial harga penjualannya harus memenuhi ketentuan yang ditetapkan oleh Pemerintah. Diharapkan bahwa buku teks pelajaran ini akan lebih mudah diakses sehingga siswa dan guru di seluruh Indonesia maupun sekolah Indonesia yang berada di luar negeri dapat memanfaatkan sumber belajar ini.

Kami berharap, semua pihak dapat mendukung kebijakan ini. Kepada para siswa kami ucapkan selamat belajar dan manfaatkanlah buku ini sebaik-baiknya. Kami menyadari bahwa buku ini masih perlu ditingkatkan mutunya. Oleh karena itu, saran dan kritik sangat kami harapkan.

Jakarta, Februari 2009
Kepala Pusat Perbukuan

Kata Pengantar

Puji syukur atas selesainya penyusunan buku ini. Buku pelajaran kimia ini disusun untuk memenuhi kebutuhan bagi guru dan siswa dalam kegiatan pembelajaran kimia. Sehingga para guru dan siswa mempunyai alternatif penggunaan buku sesuai dengan pilihan dan kualitas yang diperlukan.

Materi dalam buku ini disajikan dengan runtut disertai contoh-contoh dan ilustrasi yang jelas, dengan kalimat yang yang sederhana dan bahasa yang komunikatif. Penjelasan setiap materi disertai dengan gambar, tabel, serta grafik untuk memperjelas konsep yang disajikan.

Dalam menyajikan materi, buku ini dilengkapi dengan percobaan-percobaan sederhana di laboratorium, yang diharapkan akan lebih membantu meningkatkan pemahaman para siswa. Pada akhir setiap konsep juga disajikan uji kompetensi sehingga para siswa dapat lebih memahami konsep yang dipelajari.

Akhirnya, penulis berharap buku ini akan dapat memberikan sumbangan bagi proses pembelajaran kimia. Penulis menyadari bahwa tak ada gading yang tak retak, maka kritik dan saran demi perbaikan buku ini senantiasa penulis harap dan nantikan.

Surakarta, Juni 2007

Penulis



Petunjuk Pemakaian Buku

- Buku ini terdiri dari 9 bab, setiap bab memuat:
 judul bab,
 tujuan pembelajaran,
 kata kunci,
 peta konsep,
 subbab,
 contoh soal,
 latihan,
 rangkuman, dan
 uji kompetensi.
- Di tengah dan akhir tahun diberikan ujian semester.
- Pada halaman akhir diberikan glosarium, indeks buku, dan daftar pustaka, sebagai alat bantu dan pelengkap buku.



Diunduh dari BSE.Mahoni.com

Daftar Isi

Kata Sambutan ____ iii
Kata Pengantar ____ iv
Petunjuk Pemakaian Buku ____ v
Daftar Isi ____ vi

Bab 1 Struktur Atom, Sistem Periodik Unsur, dan Ikatan Kimia ____ 1
1.1 Struktur Atom 3
A. Teori Kuantum Max Planck 3
B. Model Atom Bohr 4
C. Hipotesis Louis de Broglie 6
D. Teori Mekanika Kuantum 6
E. Bilangan Kuantum 8
F. Bentuk dan Orientasi Orbital 9
G. Konfigurasi Elektron 12
1.2 Sistem Periodik Unsur 14
A. Hubungan Sistem Periodik dengan Konfigurasi Elektron 14
B. Kegunaan Sistem Periodik 17
1.3 Ikatan Kimia 20
A. Bentuk Geometri Molekul 20
B. Teori Hibridisasi 25
C. Gaya Tarik Antarmolekul 26
D. Gaya Tarik-Menarik Dipol Sesaat-Dipol Terimbas (Gaya London) 27
E. Gaya Tarik Dipol-dipol 28
F. Ikatan Hidrogen 29
G. Ikatan Ion 30
H. Jaringan Ikatan Kovalen 30
Rangkuman 34
Uji Kompetensi 35

Bab 2 Termokimia ____ 39
2.1 Entalpi dan Perubahan Entalpi (ΔH) 41
2.2 Persamaan Termokimia 43
2.3 Perubahan Entalpi Standar (ΔH^o) 44
A. Entalpi Pembentukan Standar (ΔH_f^o = *Standard Enthalpy of Formation*) 44
B. Entalpi Penguraian Standar (ΔH_d^o = *Standard Enthalpy of Dissosiation*) 46
C. Entalpi Pembakaran Standar (ΔH_c^o = *Standard Enthalpy of Combustion*) 47
D. Entalpi Molar Lainnya (Entalpi Penetralan, Pelarutan, dan Peleburan) 49
2.4 Penentuan Perubahan Entalpi (ΔH) 50
A. Kalorimetri 50
B. Hukum Hess 55
2.5 Kalor Pembakaran Bahan Bakar 65
Rangkuman 68
Uji Kompetensi 69

Bab 3 Laju Reaksi ____ 77
3.1 Molaritas 78
A. Pengertian Molaritas 78
B. Hubungan antara Molaritas dengan Kadar Larutan 79
C. Pengenceran Larutan 80
3.2 Konsep Laju Reaksi 81
3.3 Faktor-faktor yang Mempengaruhi Laju Reaksi 83
A. Konsentrasi 83
B. Luas Permukaan 84
C. Temperatur 84
D. Katalis 84
3.4 Teori Tumbukan 84
A. Pengaruh Konsentrasi 85
B. Pengaruh Luas Permukaan 86
C. Pengaruh Suhu terhadap Laju Reaksi 87
D. Pengaruh Katalis terhadap Laju Reaksi 89
3.5 Persamaan Laju Reaksi 91
A. Persamaan Laju Reaksi 91
B. Makna Orde Reaksi 92
C. Menentukan Persamaan Laju Reaksi 93
D. Jenis-jenis Katalis 94
B. Hubungan antara Katalis dengan Energi Pengaktifan 96
Rangkuman 98
Uji Kompetensi 99

Bab 4 Kesetimbangan Kimia ____ 77
4.1 Keadaan Kesetimbangan 108
A. Kesetimbangan dalam Sistem Homogen 108
B. Kesetimbangan dalam Sistem Heterogen 108
4.2 Pergeseran Kesetimbangan 109
A. Perubahan Konsentrasi 109
B. Perubahan Volume atau Tekanan 110
C. Perubahan Suhu 111
D. Pengaruh Katalisator terhadap Kesetimbangan 112
4.3 Tetapan Kesetimbangan 112
A. Tetapan Kesetimbangan Konsentrasi 113
B. Menentukan Harga Tetapan Kesetimbangan Konsentrasi (K_c) 114
C. Derajat Disosiasi 116
D. Tetapan Kesetimbangan Parsial Gas 119
E. Hubungan antara Harga K_c dengan K_p 121

4.4 Kesetimbangan dalam Industri 123
A. Pembuatan Amonia dengan Proses Haber-Bosch 123
B. Pembuatan Asam Sulfat dengan Proses Kontak 124
Rangkuman 128
Uji Kompetensi 129

Latihan Ulangan Umum Semester 1 139

Bab 5 Larutan Asam dan Basa 147
5.1 Teori Asam dan Basa Menurut Arrhenius 149
5.2 Tetapan Kesetimbangan Air (K_w) 150
5.3 Kekuatan Asam dan Basa 151
A. Kekuatan Asam 151
B. Kekuatan Basa 154
5.4 Derajat Keasaman (*p*H) 156
A. Konsep *p*H 156
B. Pengukuran *p*H 157
C. Menghitung *p*H Larutan 158
5.5 Reaksi Penetralan 160
A. Reaksi Asam dengan Basa Menghasilkan Air dan Garam 160
B. Titrasi Asam–Basa 161
5.6 Konsep Asam-Basa Bronsted dan Lowry 168
A. Definisi Asam dan Basa Menurut Bronsted-Lowry 168
B. Asam dan Basa Konjugasi 169
5.7 Reaksi-reaksi dalam Larutan Asam dan Basa 170
A. Reaksi Penetralan 170
B. Reaksi Pembentukan Gas 170
C. Reaksi Pengendapan 170
D. Reaksi Oksida 171
Rangkuman 172
Uji Kompetensi 175

Bab 6 Larutan Penyangga 179
6.1 Komponen Larutan Penyangga 181
6.2 Menghitung *p*H Larutan Penyangga 182
A. Larutan Penyangga Asam 182
B. Larutan Penyangga Basa 182
C. Kegunaan Larutan Penyangga 184
Rangkuman 186
Uji Kompetensi 187

Bab 7 Hidrolisis Garam 191
7.1 Pengertian Hidrolisis 193
7.2 Hidrolisis Garam dari Asam Lemah dan Basa Kuat 193
7.3 Hidrolisis Garam dari Asam Kuat dan Basa Lemah 195
7.4 Hidrolisis Garam dari Asam Lemah dan Basa Lemah 197
Rangkuman 200
Uji Kompetensi 201

Bab 8 Kelarutan Garam Sukar Larut 205
8.1 Kelarutan (*Solubility*) 207
8.2 Tetapan Hasil Kali Kelarutan (K_{sp}) 207
8.3 Hubungan Kelarutan (s) dengan Tetapan Hasil Kali Kelarutan (K_{sp}) 208
8.4 Pengaruh Ion Senama terhadap Kelarutan 209
8.5 Hubungan K_{sp} dengan *p*H 210
8.6 Penggunaan Konsep K_{sp} dalam Pemisahan Zat 211
Rangkuman 214
Uji Kompetensi 215

Bab 9 Sistem Koloid 219
9.1 Pengertian Sistem Koloid 221
9.2 Komponen Penyusun Koloid 221
9.3 Jenis-jenis Koloid 222
A. Aerosol 222
B. Sol 223
C. Emulsi 223
D. Buih 223
E. Gel 224
9.4 Koloid dalam Kehidupan Sehari-hari 224
A. Industri Kosmetik 224
B. Industri Tekstil 224
C. Industri Farmasi 224
D. Industri Sabun dan Detergen 224
E. Industri Makanan 225
9.5 Sifat-sifat Sistem Koloid 225
A. Efek Tyndall 225
B. Gerak Brown 226
C. Muatan Koloid 226
D. Koloid Pelindung 228
E. Dialisis 229
9.6 Koloid Liofil dan Koloid Liofob 229
9.7 Pembuatan Sistem Koloid 230
A. Cara Kondensasi 230
B. Cara Dispersi 231
C. Koloid Asosiasi 234
Rangkuman 235
Uji Kompetensi 237

Latihan Ulangan Umum Semester 2 241

Glosarium 249
Indeks 253
Daftar Pustaka 255
Lampiran 257
Kunci 265

BAB 1

Struktur Atom, Sistem Periodik Unsur, dan Ikatan Kimia



Tujuan Pembelajaran:

Setelah mempelajari bab ini, Anda diharapkan mampu:

1. Menjelaskan teori atom mekanika kuantum.
2. Menjelaskan pengertian bilangan kuantum dan bentuk-bentuk orbital.
3. Menggunakan prinsip Aufbau, aturan Hund, dan asas larangan Pauli untuk menuliskan konfigurasi elektron dan diagram orbital.
4. Menghubungkan konfigurasi elektron suatu unsur dengan letaknya dalam sistem periodik.
5. Menerapkan teori atom Bohr dan mekanika kuantum untuk menuliskan konfigurasi elektron dan diagram orbital serta menentukan letak unsur dalam tabel periodik.
6. Menerapkan teori domain elektron untuk meramalkan bentuk molekul dan menjelaskan interaksi antarmolekul (gaya antarmolekul) dengan sifatnya.

Kata Kunci

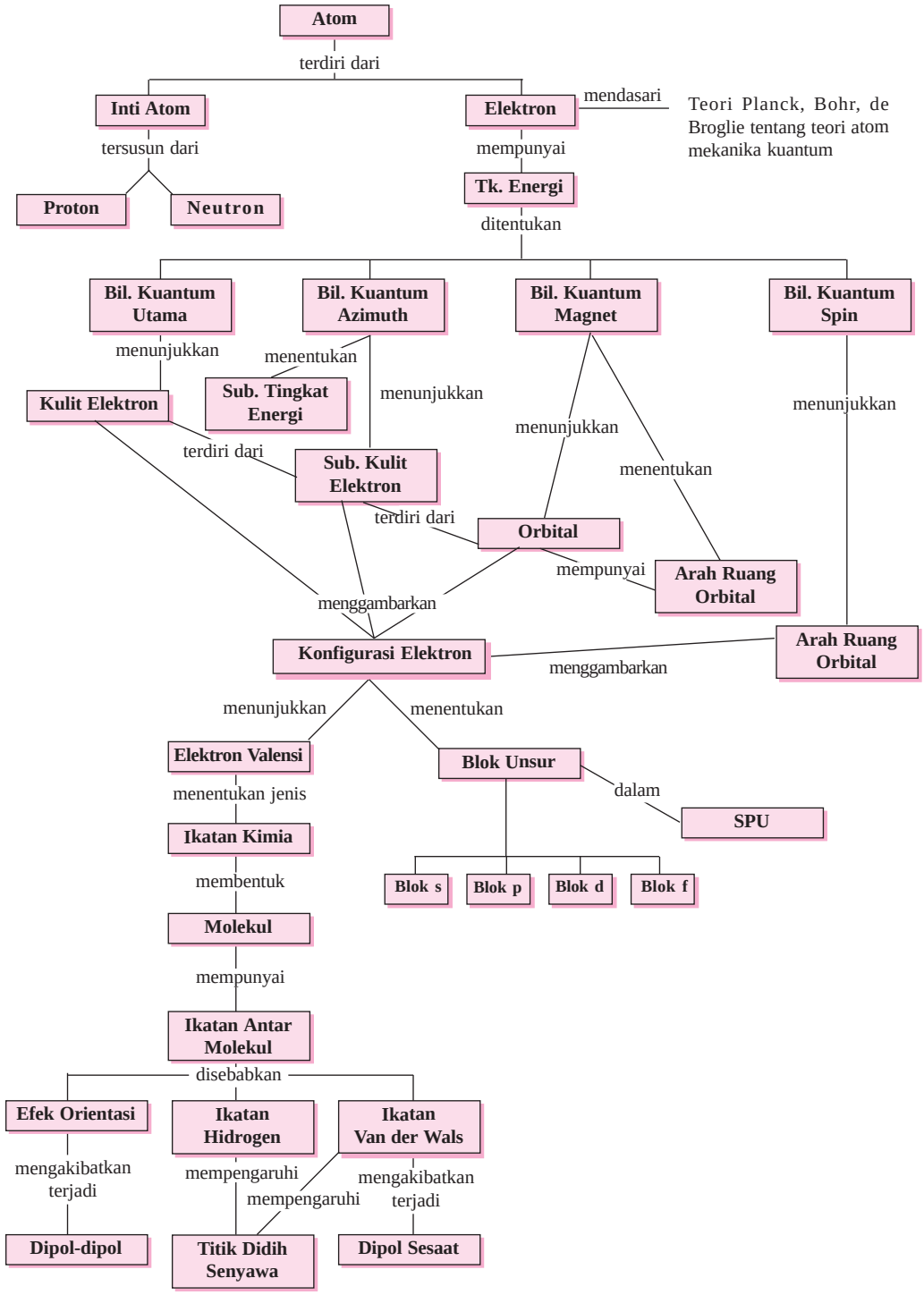
Mekanika kuantum, efek fotolistrik, orbital, bilangan kuantum, persamaan gelombang, konfigurasi elektron, nomor periode, unsur utama, unsur transisi, ikatan ion, ikatan kovalen, kovalen koordinasi, domain elektron, hibridisasi, bentuk molekul, VSEPR , teori domain elektron, gaya London , polarisabilitas, dipol-dipol, gaya Van der Waals, ikatan hidrogen.

Pengantar

Pada awal pelajaran kimia di kelas X dulu Anda sudah mempelajari tentang apa itu atom, apa saja partikel penyusun atom, dan bagaimana bentuk atom menurut para ahli, serta bagaimana atom-atom tersebut bergabung membentuk senyawa yang lebih kompleks. Di kelas XI ini Anda akan mempelajari lebih lanjut tentang perkembangan teori dan model-model atom termodern serta teori dan model bentuk molekul senyawa.

Peta Konsep

Struktur Atom dan Sistem Periodik Unsur



1.1 Struktur Atom

Anda tentu masih ingat dengan model atom yang dikemukakan oleh **Ernest Rutherford** (1871–1937) dan dilengkapi oleh **Niels Bohr** (1885 – 1962) yang menerangkan bahwa elektron-elektron mengelilingi inti atom pada tingkat-tingkat energi tertentu yang disebut *kulit atom*. Pada bab ini, kita akan mempelajari pengembangan model atom modern berdasarkan konsep mekanika gelombang.

A. Teori Kuantum Max Planck

Max Planck, ahli fisika dari Jerman, pada tahun 1900 mengemukakan teori kuantum. Planck menyimpulkan bahwa atom-atom dan molekul dapat memancarkan atau menyerap energi hanya dalam jumlah tertentu. Jumlah atau paket energi terkecil yang dapat dipancarkan atau diserap oleh atom atau molekul dalam bentuk radiasi elektromagnetik disebut *kuantum*.

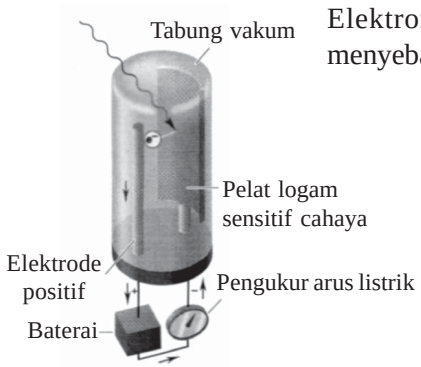
Planck menemukan bahwa energi foton (kuantum) berbanding lurus dengan frekuensi cahaya.

$$E = h \cdot \upsilon$$

dengan: E = energi (J)
h = konstanta Planck $6{,}626 \times 10^{-34}$ J. s
υ = frekuensi radiasi (s^{-1})

Salah satu fakta yang mendukung kebenaran dari teori kuantum Max Planck adalah efek fotolistrik, yang dikemukakan oleh **Albert Einstein** pada tahun 1905. *Efek fotolistrik* adalah keadaan di mana cahaya mampu mengeluarkan elektron dari permukaan beberapa logam (yang paling terlihat adalah logam alkali) (James E. Brady, 1990).

Susunan alat yang dapat menunjukkan efek fotolistrik ada pada gambar 1.1. Elektrode negatif (katode) yang ditempatkan dalam tabung vakum terbuat dari suatu logam murni, misalnya sesium. Cahaya dengan energi yang cukup dapat menyebabkan elektron terlempar dari permukaan logam. Elektron tersebut akan tertarik ke kutub positif (anode) dan menyebabkan aliran listrik melalui rangkaian tersebut.



Gambar 1.1 Percobaan Efek Fotolistrik
Memperlihatkan susunan alat yang menunjukkan efek fotolistrik, Seberkas cahaya yang ditembakkan pada permukaan pelat logam akan menyebabkan logam tersebut melepaskan elektronnya. Elektron tersebut akan tertarik ke kutub positif dan menyebabkan aliran listrik melalui rangkaian tersebut.
Sumber: General Chemistry, Principles & Structure, James E. Brady, 5th ed, 1990.

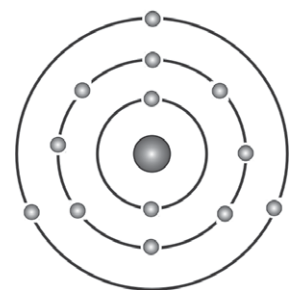
Einstein menerangkan bahwa cahaya terdiri dari partikel-partikel foton yang energinya sebanding dengan frekuensi cahaya. Jika frekuensinya rendah, setiap foton mempunyai jumlah energi yang sangat sedikit dan tidak mampu memukul elektron agar dapat keluar dari permukaan logam. Jika frekuensi (dan energi) bertambah, maka foton memperoleh energi yang cukup untuk melepaskan elektron (James E. Brady, 1990). Hal ini menyebabkan kuat arus juga akan meningkat.
Energi foton bergantung pada frekuensinya.

$$E = h \cdot \upsilon \quad \text{atau} \quad E = h \cdot \frac{c}{\lambda}$$

dengan: h = tetapan Planck ($6{,}626 \times 10^{-34}$ J dt)
υ = frekuensi (Hz)
c = kecepatan cahaya dalam vakum (3×10^{8} m det^{-1})
λ = panjang gelombang (m)

B. Model Atom Bohr

Pada tahun 1913, **Niels Bohr** menggunakan teori kuantum untuk menjelaskan spektrum unsur. Bohr memilih hidrogen sebagai model untuk teorinya, hal ini mudah dimengerti karena hidrogen mempunyai atom yang paling sederhana (satu proton dan satu elektron)(James E. Brady, 1990).



Gambar 1.2 Model atom Niels Bohr

Berdasarkan pengamatan diketahui bahwa unsur-unsur menghasilkan spektrum garis di mana tiap unsur mempunyai spektrum yang khas. Menurut Bohr, spektrum garis menunjukkan bahwa elektron dalam atom hanya dapat beredar pada lintasan-lintasan dengan tingkat energi tertentu. Pada lintasan itu, elektron dapat beredar tanpa pemancaran atau penyerapan energi. Lintasan elektron tersebut berupa lingkaran dengan jari-jari tertentu yang disebut sebagai *kulit atom*.

Pada keadaan normal, elektron akan mengisi kulit-kulit dengan tingkat energi terendah, yaitu dimulai dari kulit K, L, dan seterusnya. Keadaan di mana elektron mengisi kulit-kulit dengan tingkat energi terendah disebut *tingkat dasar* (***ground state***). Jika atom mendapat energi dari luar (misalnya dipanaskan, diberi beda potensial), maka elektron akan menyerap energi yang sesuai sehingga berpindah ke tingkat energi yang lebih tinggi. Keadaan di mana ada elektron yang menempati tingkat energi yang lebih tinggi disebut *keadaan tereksitasi* (***excited state***).

Perpindahan elektron dari tingkat energi lebih rendah ke tingkat energi lebih tinggi disertai penyerapan energi. Sebaliknya, perpindahan elektron dari tingkat energi lebih tinggi ke tingkat energi lebih rendah disertai pelepasan energi, yaitu berupa radiasi elektromagnet. Elektron dapat berpindah dari satu lintasan ke lintasan lain disertai pemancaran atau penyerapan sejumlah tertentu energi, yang harganya sama dengan selisih kedua tingkat energi tersebut.

$$\Delta E = E_f - E_i$$

dengan: ΔE = energi yang menyertai perpindahan elektron (joule)
E_f = tingkat energi akhir (joule)
E_i = tingkat energi mula-mula (joule)

Dari percobaan yang dilakukan, Bohr merumuskan sebagai berikut.

1. Elektron bergerak mengelilingi inti atom dengan lintasan (orbit) tertentu, dengan momen sudut kelipatan dari $\frac{h}{2\pi} \cdot h$ = ketetapan Planck.
2. Selama elektron bergerak pada lintasannya, maka energinya akan tetap, sehingga tidak memancarkan energi.
3. Selama bergerak mengelilingi inti, elektron dapat berpindah naik atau turun dari satu lintasan ke lintasan yang lain.

Karena perpindahan elektron berlangsung antara kulit yang sudah tertentu tingkat energinya, maka atom hanya akan memancarkan radiasi dengan tingkat energi yang tertentu pula. Dengan demikian dapat dijelaskan penyebab spektrum unsur berupa spektrum garis. Bohr menggunakan atom hidrogen sebagai model, dan dia berhasil merumuskan jari-jari lintasan dan energi elektron.

Jari-jari lintasan ke-*n* dalam atom hidrogen memenuhi rumus:

$$r_n = n^2 a_0$$

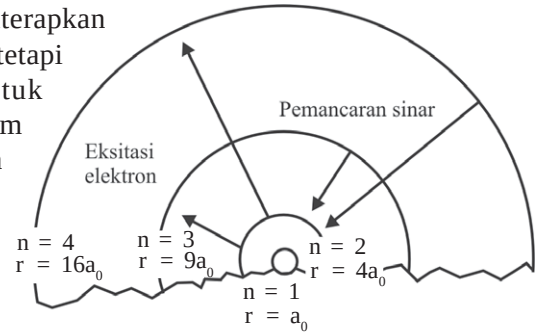
dengan: n = kulit ke-1, 2, dan seterusnya
a_0 = 0,53 Å (53 pm) $\longrightarrow$ (1 pm = 10^{-12} m)

Energi elektron pada lintasan ke-*n* adalah:

$$E_n = -\frac{R_H}{n^2}$$

dengan: R_H = tetapan ($2{,}179 \times 10^{-18}$ J)

Teori atom Bohr berhasil diterapkan untuk atom hidrogen, akan tetapi tidak dapat digunakan untuk memperkirakan spektrum atom lain (yang mempunyai elektron lebih dari satu)
(James E. Brady, 1990).



Gambar 1.3 Model atom hidrogen menurut Niels Bohr

C. Hipotesis Louis de Broglie

Pada tahun 1924, **Louis de Broglie**, menjelaskan bahwa cahaya dapat berada dalam suasana tertentu yang terdiri dari partikel-partikel, kemungkinan berbentuk partikel pada suatu waktu, yang memperlihatkan sifat-sifat seperti gelombang (James E Brady, 1990).

Argumen de Broglie menghasilkan hal sebagai berikut.

Einstein : $E = mc^2$

Max Planck : $E = h \cdot \upsilon = \frac{h \cdot c}{\lambda}$

sehingga untuk menghitung panjang gelombang satu partikel diperoleh:

$$\lambda = \frac{h}{m \cdot \upsilon}$$

dengan: λ = panjang gelombang (m)
m = massa partikel (kg)
υ = kecepatan partikel (m/s)
h = tetapan Planck ($6{,}626 \times 10^{-34}$ Joule s)

Hipotesis de Broglie terbukti benar dengan ditemukannya sifat gelombang dari elektron. Elektron mempunyai sifat difraksi seperti halnya sinar–X. Sebagai akibat dari dualisme sifat elektron sebagai materi dan sebagai gelombang, maka lintasan elektron yang dikemukakan Bohr tidak dapat dibenarkan. Gelombang tidak bergerak menurut suatu garis, melainkan menyebar pada suatu daerah tertentu.

D. Teori Mekanika Kuantum

Dalam fisika klasik, partikel memiliki posisi dan momentum yang jelas dan mengikuti lintasan yang pasti. Akan tetapi, pada skala atomik, posisi dan momentum atom tidak dapat ditentukan secara pasti. Hal ini dikemukakan oleh **Werner Heisenberg** pada tahun 1927 dengan Prinsip Ketidakpastian (*uncertainty principle*) (Oxtoby, Gillis, Nachtrieb).

Menurut Heisenberg, metode eksperimen apa saja yang digunakan untuk menentukan posisi atau momentum suatu partikel kecil dapat menyebabkan perubahan, baik pada posisi, momentum, atau keduanya. Jika suatu percobaan dirancang untuk memastikan posisi elektron, maka momentumnya menjadi tidak pasti, sebaliknya jika percobaan dirancang untuk memastikan momentum atau kecepatan elektron, maka posisinya menjadi tidak pasti.

Untuk mengetahui posisi dan momentum suatu elektron yang memiliki sifat gelombang, maka pada tahun 1927, **Erwin Schrodinger**, mendeskripsikan pada sisi elektron tersebut dengan fungsi gelombang (*wave function*) yang memiliki satu nilai pada setiap posisi di dalam ruang (Oxtoby, Gillis, Nachtrieb).

Fungsi gelombang ini dikembangkan dengan notasi φ (psi), yang menunjukkan bentuk dan energi gelombang elektron (James E. Brady, 1990).

Model atom mekanika kuantum menerangkan bahwa elektron-elektron dalam atom menempati suatu ruang atau "awan" yang disebut *orbital*, yaitu ruang tempat elektron paling mungkin ditemukan. Beberapa orbital bergabung membentuk kelompok yang disebut *subkulit*. Jika orbital kita analogikan sebagai "kamar elektron", maka subkulit dapat dipandang sebagai "rumah elektron". Beberapa subkulit yang bergabung akan membentuk kulit atau "desa elektron".

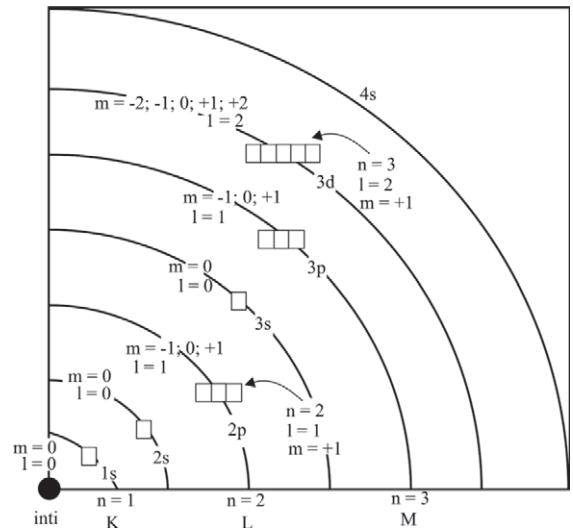
Satu kulit tersusun dari subkulit-subkulit
Satu subkulit tersusun dari orbital-orbital
Satu orbital menampung maksimal dua elektron

Tabel 1.1 Hubungan Subkulit, Orbital, dan Jumlah Elektron Maksimum

Jenis Subkulit	Jumlah Orbital	Elektron Maksimum
Subkulit s	1 orbital	2 elektron
Subkulit p	3 orbital	6 elektron
Subkulit d	5 orbital	10 elektron
Subkulit f	7 orbital	14 elektron
Subkulit g	9 orbital	18 elektron
Subkulit h	11 orbital	22 elektron
Subkulit i	13 orbital	26 elektron

Orbital-orbital dalam satu subkulit mempunyai tingkat energi yang sama, sedangkan orbital-orbital dari subkulit berbeda, tetapi dari kulit yang sama mempunyai tingkat energi yang bermiripan.

Susunan kulit, subkulit, dan orbital dalam suatu atom berelektron banyak disederhanakan seperti pada gambar 1.5.



Gambar 1.5 Susunan orbital dalam suatu atom multielektron. Setiap kotak menunjuk satu orbital

E. Bilangan Kuantum

Menurut mekanika gelombang, setiap tingkat energi dalam atom diasosiasikan dengan satu atau lebih orbital. Untuk menyatakan kedudukan (tingkat energi, bentuk, serta orientasi) suatu orbital menggunakan tiga bilangan kuantum, yaitu bilangan kuantum utama (n), bilangan kuantum azimuth, dan bilangan kuantum magnetik (m_l atau m) (James E. Brady, 1990).

1. Bilangan Kuantum Utama (n)

Bilangan kuantum utama (n) menyatakan tingkat energi utama atau kulit atom. Bilangan kuantum utama mempunyai harga mulai dari 1, 2, 3, dan seterusnya (bilangan bulat positif) serta dinyatakan dengan lambang K (n = 1), L (n = 2), dan seterusnya. Orbital-orbital dengan bilangan kuatum utama berbeda mempunyai tingkat energi yang berbeda secara nyata.

2. Bilangan Kuantum Azimuth (l)

Bilangan kuantum azimuth (l) menyatakan subkulit. Nilai-nilai untuk bilangan kuantum azimuth dikaitkan dengan nilai bilangan kuantum utamanya, yaitu semua bilangan bulat dari 0 sampai (n – 1).

3. Bilangan Kuantum Magnetik (m_l atau m)

Bilangan kuantum magnetik (m) menyatakan orbital khusus yang ditempati elektron pada suatu subkulit. Bilangan kuantum magnetik juga menyatakan orientasi khusus dari orbital itu dalam ruang relatif terhadap inti. Nilai bilangan kuantum magnetik bergantung pada nilai kuantum azimuth, yaitu semua bilangan bulat mulai dari –l sampai dengan +l, termasuk 0.

4. Bilangan Kuantum Spin (m_s atau s)

Sambil beredar mengintari inti, elektron juga berputar pada sumbunya. Gerak berputar pada sumbu ini disebut *rotasi*. Hanya ada dua kemungkinan arah rotasi elektron, yaitu searah atau berlawanan arah jarum jam. Kedua arah yang berbeda itu dinyatakan dengan bilangan kuantum spin (s) yang mempunyai nilai $s = +\frac{1}{2}$ atau $s = -\frac{1}{2}$. Akibatnya satu orbital hanya dapat ditempati oleh maksimum dua elektron, di mana kedua elektron itu haruslah mempunyai spin yang berlawanan, sehingga menghasilkan medan magnet yang berlawanan pula. Medan magnet yang berlawanan ini diperlukan untuk mengimbangi gaya tolak-menolak listrik yang ada (karena muatan sejenis).

Dapat disimpulkan bahwa kedudukan suatu elektron dalam suatu atom dinyatakan oleh empat bilangan kuantum, yaitu:

a. Bilangan kuantum utama (n) menyatakan kulit utamanya.
b. Bilangan kuantum azimuth (l) menyatakan subkulitnya.
c. Bilangan kuantum magnetik (m) menyatakan orbitalnya.
d. Bilangan kuantum spin (s) menyatakan spin atau arah rotasinya.

Ada beberapa hal yang perlu diperhatikan, yaitu:

a. Sampai saat ini, elektron-elektron baru menempati subkulit-subkulit *s*, *p*, *d*, dan *f*. Sedangkan subkulit *g*, *h*, dan *i* belum terisi elektron.
b. Setiap kulit mengandung subkulit sebanyak nomor kulit dan dimulai dari subkulit yang paling sedikit orbitalnya. Kulit pertama hanya mengandung subkulit *s*; kulit ke-2 mengandung *s* dan *p*; kulit ke-3 mengandung subkulit *s*, *p*, dan *d*; dan seterusnya.

Tabel 1.2 Pembagian Kulit-kulit dalam Atom

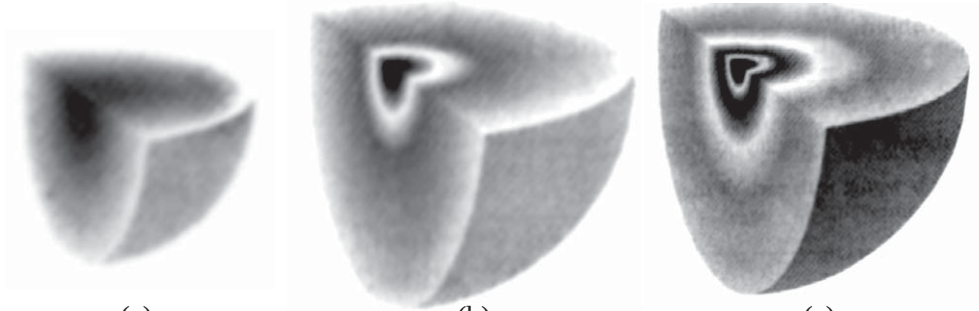
Nomor Kulit	Jumlah Subkulit	Jumlah Orbital	Elektron Maksimum
Kulit ke-1 (K)	*s*	1 orbital	2 elektron
Kulit ke-2 (L)	*s*, *p*	4 orbital	8 elektron
Kulit ke-3 (M)	*s*, *p*, *d*	9 orbital	18 elektron
Kulit ke-4 (N)	*s*, *p*, *d*, *f*	16 orbital	32 elektron
Kulit ke-5 (O)	*s*, *p*, *d*, *f*, *g*	25 orbital	50 elektron
Kulit ke-6 (P)	*s*, *p*, *d*, *f*, *g*, *h*	36 orbital	72 elektron
Kulit ke-7 (Q)	*s*, *p*, *d*, *f*, *g*, *h*, *i*	49 orbital	98 elektron
Kulit ke-*n*	*n* buah subkulit	n^2 orbital	$2n^2$ elektron

F. Bentuk dan Orientasi Orbital

Energi dan bentuk orbital diturunkan dari persamaan gelombang (φ = psi), sedangkan besaran pangkat dua (φ^2) dari persamaan gelombang menyatakan rapatan muatan atau peluang menemukan elektron pada suatu titik dan jarak tertentu dari inti. Bentuk orbital tergantung pada bilangan kuantum azimuth (l), artinya orbital dengan bilangan kuantum azimuth yang sama akan mempunyai bentuk yang sama. Orbital 1*s*, 2*s*, dan 3*s* akan mempunyai bentuk yang sama, tetapi ukuran atau tingkat energinya berbeda.

1. Orbital *s*

Orbital yang paling sederhana untuk dipaparkan adalah orbital 1*s*. Gambar 1.6 menunjukkan tiga cara pemaparan orbital 1*s*. Gambar menunjukkan bahwa rapatan muatan maksimum adalah pada titik-titik di sekitar (dekat) inti. Rapatan berkurang secara eksponen dengan bertambahnya jarak dari inti. Pola bercak-bercak (gambar) secara jelas menunjukkan bahwa rapatan muatan meluas secara simetris ke semua arah dengan jarak antarbercak yang berangsur meningkat. Secara teori peluang, untuk menemui elektron tidak pernah mencapai nol. Oleh karena itu tidak mungkin menggambarkan suatu orbital secara lengkap. Biasanya gambar orbital dibatasi, sehingga mencakup bagian terbesar (katakanlah 90%) peluang menemukan elektron. Gambar 1.6(c) adalah orbital 1*s* dengan kontur 90%. Dalam teori atom modern, *jari-jari atom* didefinisikan sebagai jarak dari inti hingga daerah dengan peluang terbesar menemukan elektron pada orbital terluar. Bentuk dan orientasi orbital 2*s* diberikan pada gambar. Sama dengan orbital 1*s*, rapatan muatan terbesar adalah pada titik-titik sekitar inti. Rapatan menurun sampai mencapai nol pada jarak tertentu dari inti. Daerah tanpa peluang menemukan elektron ini disebut *simpul*. Selanjutnya, rapatan muatan elektron meningkat kembali sampai mencapai maksimum, kemudian secara bertahap menurun mendekati nol pada jarak yang lebih jauh. Peluang terbesar menemukan elektron pada orbital 2*s* adalah pada awan lapisan kedua. Sedangkan untuk orbital 3*s* juga mempunyai pola yang mirip dengan orbital 2*s*, tetapi dengan 2 simpul. Kontur 90% dari orbital 3*s* ditunjukkan pada gambar 1.6(b), di mana peluang untuk menemukan elektron pada orbital 3*s* adalah pada awan lapisan ketiga.



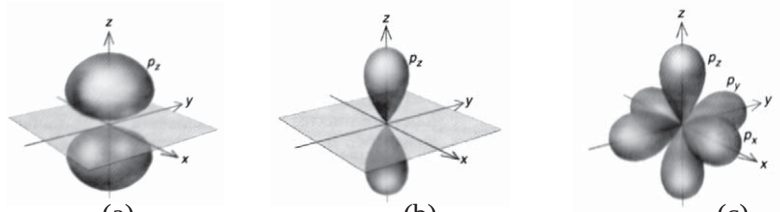
(a) (b) (c)

Gambar 1.6 Orbital 1*s*, 2*s*, 3*s* Sumber: Chemistry, The Molecular Nature of Matter and Change, Martin S. Silberberg. 2000.

2. Orbital p

Rapatan muatan elektron orbital 2p adalah nol pada inti (gambar 1.7), meningkat hingga mencapai maksimum di kedua sisi, kemudian menurun mendekati nol seiring dengan bertambahnya jarak dari inti. Setiap subkulit *p* (ℓ = 1) terdiri dari tiga orbital yang setara sesuai dengan tiga harga m untuk ℓ = 1, yaitu -1, 0, dan +1. Masing-masing diberi nama p_x, p_y, dan p_z

sesuai dengan orientasinya dalam ruang. Kontur yang disederhanakan dari ketiga orbital 2*p* diberikan pada gambar 1.7.(c). Distribusi rapatan muatan elektron pada orbital 3*p* ditunjukkan pada gambar 1.7.(b). Sedangkan kontur orbital 3*p* dapat juga digambarkan seperti gambar 1.7.(a) (seperti balon terpilin), tetapi ukurannya relatif lebih besar.

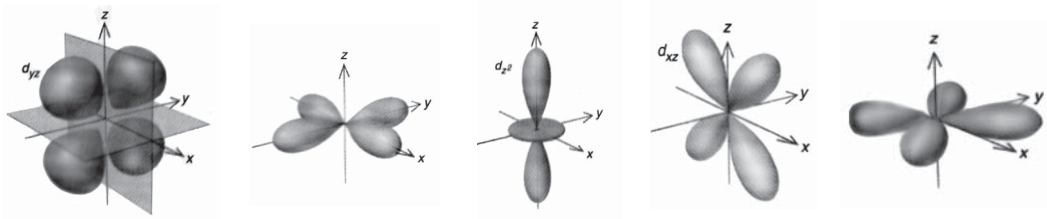


(a) (b) (c)

Gambar 1.7 Orbital p_x, p_y, p_z Sumber: Sumber: Chemistry, The Molecular Nature of Matter and Change, Martin S. Silberberg. 2000.

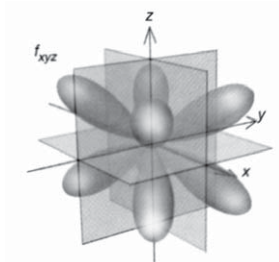
3. Orbital d dan f

Orbital dengan bilangan azimuth l = 2, yaitu orbital *d*, mulai terdapat pada kulit ketiga (*n* = 3). Setiap subkulit d terdiri atas lima orbital sesuai dengan lima harga *m* untuk l = 2, yaitu *m* = –2, –1, 0, +1, dan +2. Kelima orbital *d* itu diberi nama sesuai dengan orientasinya, sebagai $d_{x^2-x^2}$, d_{xy}, d_{xz}, d_{yz}, dan d_{z^2}. Kontur dari kelima orbital 3d diberikan pada gambar 1.8 dan 1.9. Walaupun orbital d_{z^2} mempunyai bentuk yang berbeda dari empat orbital d lainnya, tetapi energi dari kelima orbital itu setara.

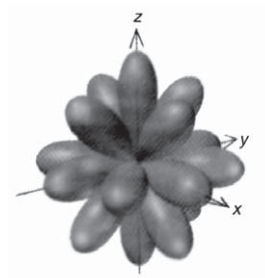


Gambar 1.8 Orbital *d* Sumber: Sumber: Chemistry, The Molecular Nature of Matter and Change, Martin S. Silberberg. 2000.

Orbital *f* lebih rumit dan lebih sukar untuk dipaparkan, tetapi hal itu tidaklah merupakan masalah penting. Setiap subkulit *f* terdiri atas 7 orbital, sesuai dengan 7 harga *m* untuk *l* = 3.



Gambar 1.10 Salah satu dari tujuh orbital 4 *f*, yaitu orbital f_{xyz} Sumber: Chemistry, The Molecular Nature of Matter and Change, Martin S. Silberberg. 2000.



Gambar 1.9 Seluruh orbital *d* Sumber: Chemistry, The Molecular Nature of Matter and Change, Martin S. Silberberg. 2000.

G. Konfigurasi Elektron

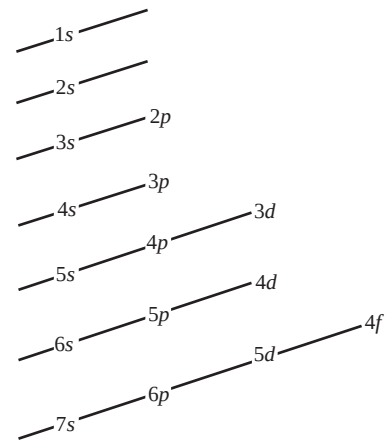
Suatu cara penulisan yang menunjukkan distribusi elektron dalam orbital-orbital pada kulit utama dan subkulit disebut *konfigurasi elektron*. Pada penulisan konfigurasi elektron perlu dipertimbangkan tiga aturan (asas), yaitu prinsip Aufbau, asas larangan Pauli, dan kaidah Hund.

1. Prinsip Aufbau

Elektron-elektron dalam suatu atom berusaha untuk menempati subkulit-subkulit yang berenergi rendah, kemudian baru ke tingkat energi yang lebih tinggi. Dengan demikian, atom berada pada tingkat energi minimum. Inilah yang disebut *prinsip Aufbau*.

Urutan-urutan tingkat energi ditunjukkan pada gambar 1.11.

Jadi, pengisian orbital dimulai dari orbital 1*s*, 2*s*, 2*p*, dan seterusnya. Pada gambar dapat dilihat bahwa subkulit 3*d* mempunyai energi lebih tinggi daripada subkulit 4*s*. Oleh karena itu, setelah 3*p* terisi penuh maka elektron berikutnya akan mengisi subkulit 4*s*, baru kemudian akan mengisi subkulit 3*d*.



Gambar 1.11 Diagram urutan tingkat energi orbital

2. Kaidah Hund

Untuk menyatakan distribusi elektron-elektron pada orbital-orbital dalam suatu subkulit, konfigurasi elektron dapat dituliskan dalam bentuk diagram orbital. Suatu orbital dilambangkan dengan strip, sedangkan dua elektron yang menghuni satu orbital dilambangkan dengan dua anak panah yang berlawanan arah. Jika orbital hanya mengandung satu elektron, anak panah dituliskan mengarah ke atas.

Dalam kaidah Hund, dikemukakan oleh **Friedrich Hund** (1894 – 1968) pada tahun 1930, disebutkan bahwa elektron-elektron dalam orbital-orbital suatu subkulit cenderung untuk tidak berpasangan. Elektron-elektron baru berpasangan apabila pada subkulit itu sudah tidak ada lagi orbital kosong.

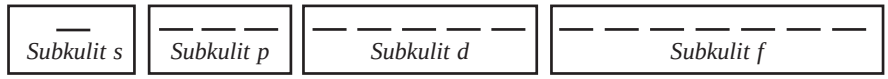


Orbital kosong (tidak mengandung elektron)

Orbital setengah penuh (mengandung elektron yang tidak berpasangan)

Orbital penuh (mengandung pasangan elektron)

Gambar 1.12 Pengisian orbital dalam suatu atom



Gambar 1.13 Subkulit yang dilambangkan dengan strip sebanyak orbital yang dimiliki

3. Larangan Pauli

Pada tahun 1928, **Wolfgang Pauli** (1900 – 1958) mengemukakan bahwa tidak ada dua elektron dalam satu atom yang boleh mempunyai keempat bilangan kuantum yang sama. Dua elektron yang mempunyai bilangan kuantum utama, azimuth, dan magnetik yang sama dalam satu orbital, harus mempunyai spin yang berbeda. Kedua elektron tersebut berpasangan.



Setiap orbital mampu menampung *maksimum dua elektron*. Untuk mengimbangi gaya tolak-menolak di antara elektron-elektron tersebut, dua elektron dalam satu orbital selalu berotasi dalam arah yang berlawanan.

Subkulit *s* (1 orbital) maksimum 2 elektron
Subkulit *p* (3 orbital) maksimum 6 elektron
Subkulit *d* (5 orbital) maksimum 10 elektron
Subkulit *f* (7 orbital) maksimum 14 elektron

Latihan 1.1

1. Jelaskan gagasan dari ahli-ahli berikut berkaitan dengan perkembangan teori atom.
 a. Max Planck
 b. Niels Bohr
 c. Louis de Broglie
 d. Erwin Schrodinger
 e. Werner Heisenberg
2. Spektrum unsur merupakan spektrum garis. Bagaimana Niels Bohr menjelaskan fakta tersebut?
3. Jelaskan perbedaan istilah orbit dalam model atom Niels Bohr dengan orbit dalam istilah mekanika kuantum!
4. Jelaskan masing-masing bilangan kuantum dalam menyatakan kedudukan suatu elektron dalam suatu atom!
5. Berapakah jumlah elektron maksimum dalam:
 a. kulit dengan nilai $n = 6$
 b. subkulit $2p$
 c. subkulit $3d$

6. Gambarkan orbital 1*s*, 2*s*, 2*p*, $2p_x$, $2p_y$, dan $2p_z$ dalam satu gambar!
7. Jelaskan beberapa istilah berikut ini!
 a. Prinsip Aufbau
 b. Kaidah Hund
 c. Asas larangan Pauli
8. Tuliskan konfigurasi beberapa unsur berikut ini, kemudian tentukan jumlah elektron pada masing-masing kulit atomnya!
 a. K (Z = 19)
 b. P (Z = 15)
 c. Ni (Z = 28)
 d. Cs (Z = 55)
 e. Mn (Z = 25)
 f. Se (Z = 34)
 g. Fe (Z = 26)
 h. Sr (Z = 38)
 i. Rn (Z = 86)
 j. Ra (Z = 88)
9. Tuliskan konfigurasi elektron dari ion-ion berikut.
 a. Fe^{3+} (Z = 26)
 b. Cr^{3+} (Z = 24)
 c. Co^{3+} (Z = 27)
 d. Cl^{-} (Z = 17)
 e. O^{2-} (Z = 8)
10. Konfigurasi elektron kalium (Z = 19) adalah K = 2, L = 8, M = 8, dan N = 1. Mengapa elektron mengisi kulit N, sedangkan kulit M belum terisi penuh?

1.2 Sistem Periodik Unsur

Seperti yang pernah kita pelajari di kelas X, bahwa sistem periodik modern disusun berdasarkan kenaikan nomor atom dan kemiripan sifat. Lajur-lajur horizontal (periode) disusun berdasarkan kenaikan nomor atom, sedangkan lajur-lajur vertikal (golongan) berdasarkan kemiripan sifat. Sedangkan pada pokok bahasan ini, kita akan mempelajari hubungan antara sistem periodik dengan konfigurasi elektron.

A. Hubungan Sistem Periodik dengan Konfigurasi Elektron

Para ahli kimia pada abad ke-19 mengamati bahwa terdapat kemiripan sifat yang berulang secara periodik (berkala) di antara unsur-unsur. Kita telah mempelajari usaha pengelompokan unsur berdasarkan kesamaan sifat, mulai dari **Johann Wolfgang Dobereiner** (1780 – 1849) pada tahun 1829 dengan kelompok-kelompok triad. Kemudian pada tahun 1865, **John Alexander Reina Newlands** (1838 – 1898) mengemukakan pengulangan unsur-unsur secara oktaf, serta **Julius Lothar Meyer** (1830 – 1895) dan **Dmitri Ivanovich Mendeleev** (1834 – 1907) pada tahun 1869 secara terpisah berhasil menyusun unsur-unsur dalam sistem periodik, yang kemudian disempurnakan dan diresmikan oleh IUPAC pada tahun 1933. Unsur-unsur yang jumlah kulitnya sama ditempatkan pada periode (baris) yang sama.

Nomor periode = jumlah kulit

Unsur-unsur yang hanya mempunyai satu kulit terletak pada periode pertama (baris paling atas). Unsur-unsur yang mempunyai dua kulit terletak pada periode kedua (baris kedua), dan seterusnya.
Contoh:

- $_{5}B$: $1s^2, 2s^2, 2p^1$ periode 2
- $_{15}P$: $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^3$ periode 3
- $_{25}Mn$: $[A_r], 3d^5, 4s^2$ periode 4
- $_{35}Br$: $[A_r], 3d^{10}, 4s^2, 4p^5$ periode 4

Dari contoh di atas, dapat disimpulkan bahwa untuk menentukan nomor periode suatu unsur dapat diambil dari nomor kulit paling besar.

Dengan berkembangnya pengetahuan tentang struktur atom, telah dapat disimpulkan bahwa sifat-sifat unsur ditentukan oleh konfigurasi elektronnya, terutama oleh elektron valensi. Unsur-unsur yang memiliki *struktur elektron terluar (elektron valensi) yang sama ditempatkan pada golongan (kolom) yang sama*. Dengan demikian, unsur-unsur yang segolongan memiliki sifat-sifat kimia yang sama.

Penentuan nomor golongan tidaklah sesederhana seperti penentuan nomor periode. Distribusi elektron-elektron terluar pada subkulit *s*, *p*, *d*, dan *f* sangatlah menentukan sifat-sifat kimia suatu unsur. Oleh karena itu, unsur-unsur perlu dibagi menjadi tiga kelompok sebagai berikut.

1. Unsur-unsur Utama (Representatif)

Unsur-unsur utama adalah unsur-unsur yang pengisian elektronnya berakhir pada subkulit *s* atau subkulit *p*.

Aturan penomoran golongan unsur utama adalah:

a. Nomor golongan sama dengan jumlah elektron di kulit terluar.
b. Nomor golongan dibubuhi huruf A (sistem Amerika).

Tabel 1.3 Beberapa Contoh Unsur dan Golongannya

Unsur	Konfigurasi Elektron	Golongan
$_{3}Li$	$1s^2, 2s^1$	IA atau 1
$_{4}Be$	$1s^2, 2s^2$	IIA atau 2
$_{5}B$	$1s^2, 2s^2, 2p^1$	IIIA atau 13
$_{6}C$	$1s^2, 2s^2, 2p^2$	IVA atau 14
$_{7}N$	$1s^2, 2s^2, 2p^3$	VA atau 15
$_{8}O$	$1s^2, 2s^2, 2p^4$	VIA atau 16
$_{9}F$	$1s^2, 2s^2, 2p^5$	VIIA atau 17
$_{10}Ne$	$1s^2, 2s^2, 2p^6$	VIIIA atau 18

Tabel 1.4 Nama-nama Golongan Unsur Utama

Golongan	Nama Golongan	Elektron Terluar	Nomor Atom
IA	alkali	ns^1	$GM + 1$
IIA	alkali tanah	ns^2	$GM + 2$
IIIA	boron	ns^2 , np^1	$GM - 5$
IVA	karbon	ns^2, np^2	$GM - 4$
VA	nitrogen	ns^2, np^3	$GM - 3$
VIA	oksigen	ns^2, np^4	$GM - 2$
VIIA	halogen	ns^2, np^5	$GM - 1$
VIIIA	gas mulia	ns^2, np^6	GM

Keterangan: n = nomor kulit
GM = nomor atom gas mulia

Catatan

1. Hidrogen, dengan konfigurasi elektron $1s^1$, tidak termasuk golongan IA (alkali), meskipun sering ditempatkan sekolom dengan golongan alkali. Akan tetapi, hidrogen tidak dapat dimasukkan ke dalam golongan manapun, dan sebaiknya ditempatkan di tengah-tengah pada bagian atas sistem periodik.
2. Helium, dengan konfigurasi elektron $1s^2$, adalah salah satu gas mulia. Jadi, meskipun hanya memiliki dua elektron, helium termasuk golongan VIIIA.

2. Unsur-unsur Transisi (Peralihan)

Unsur-unsur transisi adalah unsur-unsur yang pengisian elektronnya berakhir pada subkulit *d*. Berdasarkan prinsip Aufbau, unsur-unsur transisi baru dijumpai mulai periode 4. Pada setiap periode kita menemukan 10 buah unsur transisi, sesuai dengan jumlah elektron yang dapat ditampung pada subkulit *d*. Diberi nama *transisi* karena terletak pada daerah peralihan antara bagian kiri dan kanan sistem periodik.

Aturan penomoran golongan unsur transisi adalah:

a. Nomor golongan sama dengan jumlah elektron pada subkulit *s* ditambah *d*.
b. Nomor golongan dibubuhi huruf B.

Catatan

1. Jika $s + d = 9$, golongan VIIIB.
2. Jika $s + d = 10$, golongan VIIIB.
3. Jika $s + d = 11$, golongan IB.
4. Jika $s + d = 12$, golongan IIB.

Tabel 1.5 Beberapa Contoh Unsur Transisi dan Golongannya

Unsur	Konfigurasi Elektron	Golongan
$_{21}$Sc	$[A_r]$, $3d^1$, $4s^2$	IIIB atau 3
$_{22}$Ti	$[A_r]$, $3d^2$, $4s^2$	IVB atau 4
$_{23}$V	$[A_r]$, $3d^3$, $4s^2$	VB atau 5
$_{24}$Cr	$[A_r]$, $3d^5$, $4s^1$	VIB atau 6
$_{25}$Mn	$[A_r]$, $3d^5$, $4s^2$	VIIB atau 7
$_{26}$Fe	$[A_r]$, $3d^6$, $4s^2$	VIIIB atau 8
$_{27}$Co	$[A_r]$, $3d^7$, $4s^2$	VIIIB atau 9
$_{28}$Ni	$[A_r]$, $3d^8$, $4s^2$	VIIIB atau 10
$_{29}$Cu	$[A_r]$, $3d^{10}$, $4s^1$	IB atau 11
$_{30}$Zn	$[A_r]$, $3d^{10}$, $4s^2$	IIB atau 12

3. Unsur-unsur Transisi-Dalam

Unsur-unsur transisi–dalam adalah unsur-unsur yang pengisian elektronnya berakhir pada subkulit *f*. Unsur-unsur transisi-dalam hanya dijumpai pada periode keenam dan ketujuh dalam sistem periodik, dan ditempatkan secara terpisah di bagian bawah. Sampai saat ini, unsur-unsur transisi-dalam belum dibagi menjadi golongan-golongan seperti unsur utama dan transisi. Unsur-unsur ini baru dibagi menjadi dua golongan besar, yaitu unsur lantanida dan unsur aktinida. *Unsur-unsur lantanida* (seperti lantanum), adalah unsur-unsur yang elektron terakhirnya mengisi subkulit 4*f* dan *unsur-unsur aktinida* (seperti aktinum), adalah unsur-unsur yang elektron terakhirnya mengisi subkulit 5*f*.

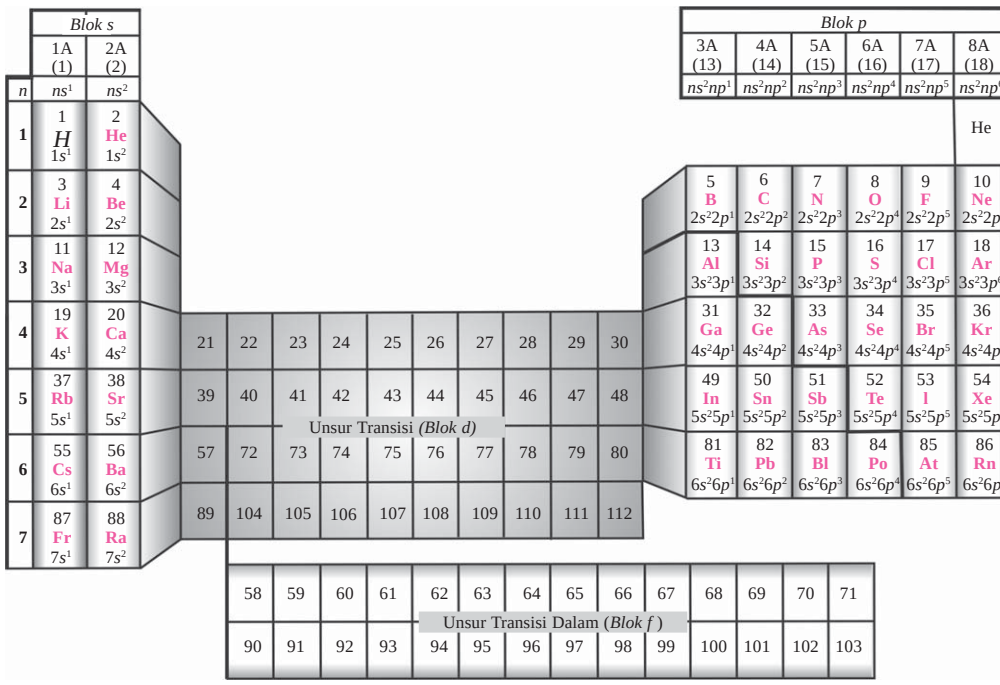
B. Kegunaan Sistem Periodik

Sistem periodik dapat digunakan untuk memprediksi harga bilangan oksidasi, yaitu:

1. Nomor golongan suatu unsur, baik unsur utama maupun unsur transisi, menyatakan bilangan oksidasi tertinggi yang dapat dicapai oleh unsur tersebut. Hal ini berlaku bagi unsur logam dan unsur nonlogam.
2. Bilangan oksidasi terendah yang dapat dicapai oleh suatu unsur bukan logam adalah nomor golongan dikurangi delapan. Adapun bilangan oksidasi terendah bagi unsur logam adalah nol. Hal ini disebabkan karena unsur logam tidak mungkin mempunyai bilangan oksidasi negatif.

Sistem Periodik dan Aturan Aufbau; Blok *s*, *p*, *d*, dan *f*

Kaitan antara sistem periodik dengan konfigurasi elektron (asas Aufbau) dapat dilihat seperti pada gambar 1.15.



Gambar 1.15 Sistem periodik unsur memperlihatkan pengelompokan unsur-unsur dalam blok *s*, *p*, *d*, dan *f*. Sumber: Chemistry, The Molecular Nature of Matter and Change, Martin S. Silberberg. 2000.

Dapat kita lihat bahwa asas Aufbau bergerak dari kiri ke kanan sepanjang periode, kemudian meningkat ke periode berikutnya. Setiap periode dimulai dengan subkulit *ns* dan ditutup dengan subkulit *np* (*n* = nomor periode).

	1*s*	2*s*, 2*p*	3*s*, 3*p*	4*s*, 3*d*, 4*p*	5*s*, 4*d*, 5*p*	6*s*, 4*f*, 5*d*, 6*p*	7*s*, 5*f*, 6*d*
Periode:	1	2	3	4	5	6	7

Berdasarkan jenis orbital yang ditempati oleh elektron terakhir, unsur-unsur dalam sistem periodik dibagi atas blok *s*, blok *p*, blok *d*, dan blok *f*.

a. Blok *s*: golongan IA dan IIA
 Blok *s* tergolong logam aktif, kecuali H dan He. H tergolong nonlogam, sedangkan He tergolong gas mulia.
b. Blok *p*: golongan IIIA sampai dengan VIIIA
 Blok p disebut juga *unsur-unsur representatif* karena di situ terdapat semua jenis unsur logam, nonlogam, dan metaloid.
c. Blok *d*: golongan IIIB sampai dengan IIB
 Blok *d* disebut juga *unsur transisi*, semuanya tergolong logam.

d. Blok *f*: lantanida dan aktinida
Blok *f* disebut juga *unsur transisi–dalam*, semuanya tergolong logam. Semua unsur transisi–dalam periode 7, yaitu unsur-unsur aktinida, bersifat radioaktif.

Latihan 1.2

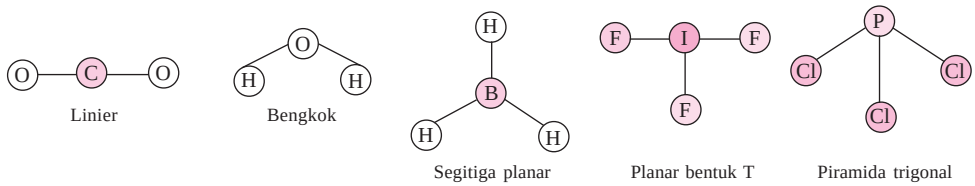
1. Tentukan periode dan golongan masing-masing unsur berikut dalam sistem periodik.
 a. Br (Z = 35)
 b. Sn (Z = 50)
 c. Nd (Z = 60)
2. Di antara masing-masing pasangan unsur berikut, tentukan unsur yang mempunyai kereaktifan lebih besar.
 a. Natrium dan kalium
 b. Oksigen dan belerang
3. Tentukan bilangan oksidasi paling tinggi dan paling rendah dari masing-masing unsur berikut.
 a. N (Z = 7)
 b. S (Z = 16)
 c. Cl (Z = 17)
4. Bagaimanakah kaitan konfigurasi elektron unsur dengan letak unsur dalam sistem periodik?
5. Tentukan elektron valensi dari:
 a. unsur P pada periode 5, golongan IA
 b. unsur Q pada periode 4, golongan VIIIB
 c. unsur R pada periode 3, golongan VIIA
 d. unsur S pada periode 6, golongan IIIB

1.3 Ikatan Kimia

Di kelas X kita telah mempelajari konsep ikatan kimia, yaitu tentang ikatan ion, ikatan kovalen, dan ikatan logam. Pada pokok bahasan ini, kita akan mempelajari bentuk molekul dalam ikatan kimia yang akan mempengaruhi gaya tarik-menarik antarmolekul dan sifat-sifat gas.

A. Bentuk Geometri Molekul

Bentuk molekul berkaitan dengan susunan ruang atom-atom dalam molekul. Berikut ini bentuk geometri dari beberapa molekul.



Gambar 1.16 Bentuk geometri dari beberapa molekul sederhana

Kita dapat menentukan bentuk molekul dari hasil percobaan maupun dengan cara meramalkan bentuk molekul melalui pemahaman struktur elektron dalam molekul. Pada subbab ini, kita akan membahas cara meramalkan bentuk molekul berdasarkan teori tolak-menolak elektron-elektron pada kulit luar atom pusatnya.

1. Teori VSEPR (*Valence Shell Electron Pair Repulsion*)

Teori VSEPR (*Valence Shell Electron Pair Repulsion*) menyatakan bahwa pasangan elektron dalam ikatan kimia ataupun pasangan elektron yang tidak dipakai bersama (yaitu pasangan elektron "mandiri") saling tolak-menolak, pasangan elektron cenderung untuk berjauhan satu sama lain. Menurut asas Pauli, jika sepasang elektron menempati suatu orbital, maka elektron lain bagaimanapun rotasinya tidak dapat berdekatan dengan pasangan tersebut. Teori ini menggambarkan arah pasangan elektron terhadap inti suatu atom. Gaya tolak-menolak antara dua pasang elektron akan semakin kuat dengan semakin kecilnya jarak antara kedua pasang elektron tersebut. Gaya tolakan akan menjadi semakin kuat jika sudut di antara kedua pasang elektron tersebut besarnya 90°. Selain itu, tolakan yang melibatkan pasangan elektron mandiri lebih kuat daripada yang melibatkan pasangan ikatan (Ralph H. Petrucci, 1985).

Berikut ini adalah urutan besarnya gaya tolakan antara dua pasang elektron.

pasangan mandiri – pasangan mandiri > pasangan mandiri – pasangan ikatan > pasangan ikatan – pasangan ikatan

2. Teori Domain Elektron

Teori domain elektron merupakan penyempurnaan dari teori VSEPR. Domain elektron berarti kedudukan elektron atau daerah keberadaan elektron, dengan jumlah domain ditentukan sebagai berikut (Ralph H. Petrucci, 1985).

a. Setiap elektron ikatan (baik itu ikatan tunggal, rangkap, atau rangkap tiga) berarti 1 domain.
b. Setiap pasangan elektron bebas berarti 1 domain.

Tabel 1.6 Jumlah Domain Elektron dalam Beberapa Senyawa

No.	Senyawa	Rumus Lewis	Jumlah Domain Elektron
1.	H_2O	H :Ö: H	4
2.	CO_2	:Ö: :C: :Ö:	2
3.	C_2H_2	H: C:: :C :O	3
4.	SO_2	:Ö: :S: :Ö:	3

Teori domain elektron mempunyai prinsip-prinsip dasar sebagai berikut (Ralph H. Petrucci, 1985).

a. Antardomain elektron pada kulit luar atom pusat saling tolak-menolak sehingga domain elektron akan mengatur diri (mengambil formasi) sedemikian rupa, sehingga tolak-menolak di antaranya menjadi minimum. Susunan ruang domain elektron yang berjumlah 2 hingga 6 domain yang memberi tolakan minimum, dapat dilihat pada tabel 1.7.
b. Urutan kekuatan tolak-menolak di antara domain elektron adalah:
 tolakan antardomain elektron bebas > tolakan antara domain elektron bebas dengan domain elektron ikatan > tolakan antardomain elektron ikatan.
 Perbedaan daya tolak ini terjadi karena pasangan elektron bebas hanya terikat pada satu atom saja, sehingga bergerak lebih leluasa dan menempati ruang lebih besar daripada pasangan elektron ikatan. Akibat dari perbedaan daya tolak tersebut adalah mengecilnya sudut ikatan karena desakan dari pasangan elektron bebas. Hal ini juga terjadi dengan domain yang mempunyai ikatan rangkap atau rangkap tiga, yang pasti mempunyai daya tolak lebih besar daripada domain yang hanya terdiri dari sepasang elektron.
c. Bentuk molekul hanya ditentukan oleh pasangan elektron terikat.

Tabel 1.7 Susunan Ruang Domain Elektron yang Menghasilkan Tolakan Minimum

Jumlah Domain Elektron	Susunan Ruang (Geomoetri)		Besar Sudut Ikatan
2	:—A—:	linier	180°
3		segitiga sama sisi	120°
4		tetrahedron	109,5°
5		bipiramida trigonal	ekuatorial = 120° aksial = 90°
6		oktahedron	90°

Jumlah domain (pasangan elektron) dalam suatu molekul dapat dinyatakan sebagai berikut.

- Atom pusat dinyatakan dengan lambang *A*.
- Domain elektron ikatan dinyatakan dengan *X*.
- Domain elektron bebas dinyatakan dengan *E*.

Tipe molekul dapat dinyatakan dengan menggunakan langkah-langkah sebagai berikut.

1) Menentukan jumlah elektron valensi atom pusat (*EV*).
2) Menentukan jumlah domain elektron ikatan (*X*).
3) Menentukan jumlah domain elektron bebas (*E*).

$$E = \frac{(EV - X)}{2}$$

Contoh 1.1

Tentukan tipe molekul dari senyawa-senyawa biner berikut ini.

a. BF_3
b. PCl_3
c. ClF_3

Jawab:

a. Jumlah elektron valensi atom pusat (boron) = 3
 Jumlah domain elektron ikatan (*X*) = 3
 Jumlah domain elektron bebas (*E*) = $\frac{(3-3)}{2} = 0$
 Tipe molekul: AX_3.

b. Jumlah elektron valensi atom pusat (fosfor) = 5
Jumlah domain elektron ikatan (X) = 3
Jumlah domain elektron bebas (E) = $\frac{(5-3)}{2} = 1$
Tipe molekul: AX_3E

c. Jumlah elektron valensi atom pusat (klorin) = 7
Jumlah domain elektron ikatan (X) = 3
Jumlah domain elektron bebas (E) = $\frac{(7-3)}{2} = 2$
Tipe molekul: AX_3E_2

Tabel 1.8 Berbagai Kemungkinan Bentuk Molekul

Jumlah Pasangan Elektron Ikatan	Jumlah Pasangan Elektron Bebas	Rumus	Bentuk Molekul	Contoh
2	0	AX_2	linier	$BeCl_2$
3	0	AX_3	trigonal datar	BF_3
2	1	AX_2E	trigonal bentuk V	SO_2
4	0	AX_4	tetrahedron	CH_4
3	1	AX_3E	piramida trigonal	NH_3
2	2	AX_2E_2	planar bentuk V	H_2O
5	0	AX_5	bipiramida trigonal	PCl_5
4	1	AX_4E	bidang empat	SF_4
3	2	AX_3E_2	planar bentuk T	ClF_3
2	3	AX_2E_3	linier	XeF_2
6	0	AX_6	oktahedron	SF_6
5	1	AX_5E	piramida sisi empat	BrF_5
4	2	AX_4E_2	segi empat planar	XeF_4

Cara penetapan tipe molekul dengan menggunakan langkah-langkah di atas hanya berlaku untuk senyawa biner berikatan tunggal. Untuk senyawa biner yang berikatan rangkap atau ikatan kovalen koordinasi, maka jumlah elektron yang digunakan untuk membentuk pasangan terikat menjadi dua kali jumlah ikatan.

Contoh 1.2

Tentukan tipe molekul senyawa-senyawa biner rangkap berikut ini.
a. XeO_4
b. SO_3

Jawab:

a. Jumlah elektron valensi atom pusat = 8
Jumlah domain elektron ikatan (X) = 4, tetapi jumlah elektron yang digunakan atom pusat = 4 × 2 = 8

Jumlah domain elektron bebas (E) = $\frac{(8-8)}{2} = 0$

Tipe molekul: AX_4

b. Jumlah elektron valensi atom pusat = 6
Jumlah domain elektron ikatan (X) = 3, tetapi jumlah elektron yang digunakan atom pusat = 3 × 2 = 6

Jumlah domain elektron bebas (E) = $\frac{(6-6)}{2} = 0$

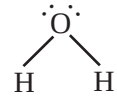
Tipe molekul: AX_3

Langkah-langkah yang dilakukan untuk meramalkan geometri molekul adalah:

a. Menentukan tipe molekul.
b. Menggambarkan susunan ruang domain-domain elektron di sekitar atom pusat yang memberi tolakan minimum.
c. Menetapkan pasangan terikat dengan menuliskan lambang atom yang bersangkutan.
d. Menentukan geometri molekul setelah mempertimbangkan pengaruh pasangan elektron bebas.

Sumber: General Chemistry, Principles and Modern Aplication, Ralph H. Petrucci, 4th ed, 1985.

Contoh:
Molekul air, H_2O
Langkah 1: Tipe molekul adalah AX_2E_2 (4 domain).
Langkah 2: Susunan ruang pasangan-pasangan elektron yang memberi tolakan minimum adalah tetrahedron.



Susunan ruang pasangan-pasangan elektron


Bentuk molekul

Langkah 3: Menentukan pasangan terikat dengan menuliskan lambang atom yang terikat (atom H).
Langkah 4: Molekul berbentuk V (bentuk bengkok).

Hasil percobaan menunjukkan bahwa sudut ikatan H–O–H dalam air adalah 104,5°, sedikit lebih kecil daripada sudut tetrahedron (109,5°). Hal ini terjadi karena desakan pasangan elektron bebas.

B. Teori Hibridisasi

Teori domain elektron dapat digunakan untuk meramalkan bentuk molekul, tetapi teori ini tidak dapat digunakan untuk mengetahui penyebab suatu molekul dapat berbentuk seperti itu. Sebagai contoh, teori domain elektron meramalkan molekul metana (CH_4) berbentuk tetrahedron dengan 4 ikatan C-H yang ekuivalen dan fakta eksperimen juga sesuai dengan ramalan tersebut, akan tetapi mengapa molekul CH_4 dapat berbentuk tetrahedron?

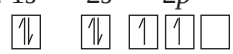
Pada tingkat dasar, atom C (nomor atom = 6) mempunyai konfigurasi elektron sebagai berikut.

$_6C : 1s^2 \quad 2s^2 \quad 2p^2$



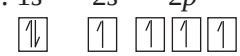
Dengan konfigurasi elektron seperti itu, atom C hanya dapat membentuk 2 ikatan kovalen (ingat, hanya elektron tunggal yang dapat dipasangkan untuk membentuk ikatan kovalen). Oleh karena ternyata C membentuk 4 ikatan kovalen, dapat dianggap bahwa 1 elektron dari orbital 2*s* dipromosikan ke orbital 2*p*, sehingga C mempunyai 4 elektron tunggal sebagai berikut.

$_6C : 1s^2 \quad 2s^2 \quad 2p^2$



menjadi:

$_6C : 1s^2 \quad 2s^1 \quad 2p^3$

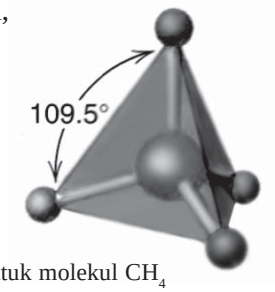


Namun demikian, keempat elektron tersebut tidaklah ekuivalen dengan satu pada satu orbital 2*s* dan tiga pada orbital 2*p*, sehingga tidak dapat menjelaskan penyebab C pada CH_4 dapat membentuk 4 ikatan ekuivalen yang equivalen. Untuk menjelaskan hal ini, maka dikatakan bahwa ketika atom karbon membentuk ikatan kovalen dengan H membentuk CH_4, orbital 2*s* dan ketiga orbital 2*p* mengalami hibridisasi membentuk 4 orbital yang setingkat. Orbital hibridanya ditandai dengan sp^3 untuk menyatakan asalnya, yaitu satu orbital *s* dan 3 orbital *p*.

$_6C$: $1s^2 \ 2s^1 \ 2p^3$ mengalami hibridisasi menjadi $_6C : 1s^2 \ (2sp^3)^4$

Hibridisasi tidak hanya menyangkut tingkat energi, tetapi juga bentuk orbital gambar.

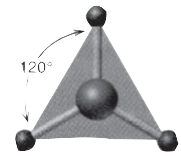
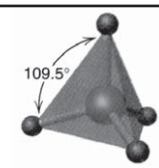
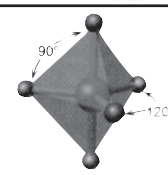
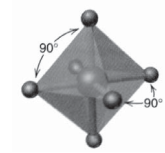
Sekarang, C dengan 4 orbital hibrida sp^3, dapat membentuk 4 ikatan kovalen yang equivalen. Jadi, *hibridisasi* adalah peleburan orbital-orbital dari tingkat energi yang berbeda menjadi orbital-orbital yang setingkat.



Gambar 1.17 Bentuk molekul CH_4

Jumlah orbital hibrida (hasil hibridisasi) sama dengan jumlah orbital yang terlihat pada *hibridasi* itu. Berbagai tipe hibridisasi disajikan dalam tabel 1.9.

Tabel 1.9 Berbagai Macam Hibridisasi

Orbital Asal	Orbital Hibrida	Bentuk Orbital Hibrida	Gambar
s, p	*sp*	linier	
s, p, p	sp^2	segitiga sama sisi	
s, p, p, p	sp^3	tetrahedron	
s, p, p, p, d	sp^3d	bipiramida trigonal	
s, p, p, p, d, d	sp^3d^2	oktahedron	

Sumber: Chemistry, The Molecular Nature of Matter and Change, Martin S. Silberberg, 2000.

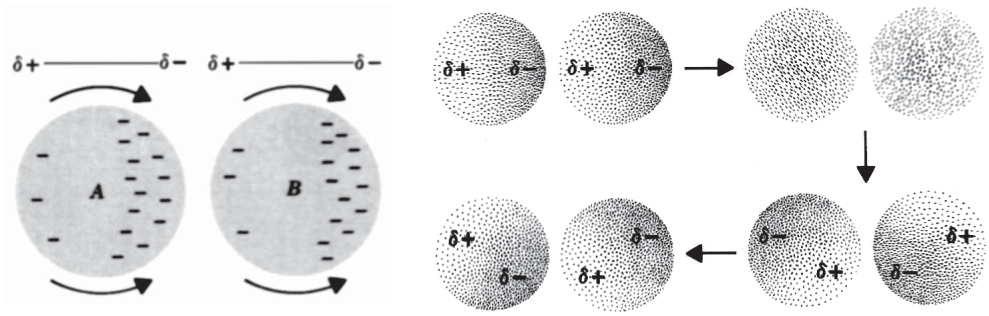
C. Gaya Tarik Antarmolekul

Dalam kehidupan sehari-hari, kita menemukan berbagai jenis zat yang partikelnya berupa molekul dan berbeda fasa. Dalam fasa gas, pada suhu tinggi dan tekanan yang relatif rendah (jauh di atas titik didihnya), molekul-molekul benar-benar berdiri sendiri, tidak ada gaya tarik antarmolekul. Akan tetapi, pada suhu yang relatif rendah dan tekanan yang relatif tinggi, yaitu mendekati titik embunnya, terdapat suatu gaya tarik-menarik antarmolekul. Gaya tarik menarik antar molekul itulah yang memungkinkan suatu gas dapat mengembun (James E. Brady, 1990).

Molekul-molekul dalam zat cair atau dalam zat padat diikat oleh gaya tarik-menarik antar molekul. Oleh karena itu, untuk mencairkan suatu zat padat atau untuk menguapkan suatu zat cair diperlukan energi untuk mengatasi gaya tarik-menarik antar molekul. Makin kuat gaya tarik antar molekul, makin banyak energi yang diperlukan untuk mengatasinya, maka semakin tinggi titik cair atau titik didih.

D. Gaya Tarik-Menarik Dipol Sesaat – Dipol Terimbas (Gaya London)

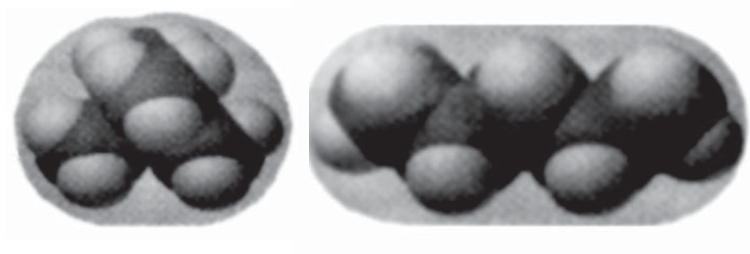
Antarmolekul nonpolar terjadi tarik-menarik yang lemah akibat terbentuknya dipol sesaat. Pada waktu membahas struktur elektron, kita mengacu pada peluang untuk menemukan elektron di daerah tertentu pada waktu tertentu. Elektron senantiasa bergerak dalam orbit. Perpindahan elektron dari suatu daerah ke daerah lainnya menyebabkan suatu molekul yang secara normal bersifat nonpolar menjadi polar, sehingga terbentuk suatu dipol sesaat. Dipol yang terbentuk dengan cara itu disebut *dipol sesaat* karena dipol itu dapat berpindah milyaran kali dalam 1 detik. Pada saat berikutnya, dipol itu hilang atau bahkan sudah berbalik arahnya. Suatu saat yang mungkin terjadi digambarkan pada gambar 1.18.



Gambar 1.18 Gaya London

Dipol sesaat pada suatu molekul dapat mengimbas pada molekul di sekitarnya, sehingga membentuk suatu dipol terimbas. Hasilnya adalah suatu gaya tarik-menarik antarmolekul yang lemah. Penjelasan teoritis mengenai gaya-gaya ini dikemukakan oleh **Fritz London** pada tahun 1928. Oleh karena itu gaya ini disebut *gaya London* (disebut juga *gaya dispersi*) (James E. Brady, 1990).

Kemudahan suatu molekul untuk membentuk dipol sesaat atau untuk mengimbas suatu molekul disebut *polarisabilitas*. Polarisabilitas berkaitan dengan massa molekul relatif (M_r) dan bentuk molekul. Pada umumnya, makin banyak jumlah elektron dalam molekul, makin mudah mengalami polarisasi. Oleh karena jumlah elektron berkaitan dengan massa molekul relatif, maka dapat dikatakan bahwa makin besar massa molekul relatif, makin kuat gaya London. Misalnya, radon (A_r = 222) mempunyai titik didih lebih tinggi dibandingkan helium (A_r = 4), 221 K untuk Rn dibandingkan dengan 4 K untuk He. Molekul yang bentuknya panjang lebih mudah mengalami polarisasi dibandingkan molekul yang kecil, kompak, dan simetris. Misalnya, normal pentana mempunyai titik cair dan titik didih yang lebih tinggi dibandingkan neopentana. Kedua zat itu mempunyai massa molekul relatif yang sama besar.



Gambar 1.19 Bentuk molekul dan polarisabilitas

Gaya dispersi (gaya London) merupakan gaya yang relatif lemah. Zat yang molekulnya bertarikan hanya berdasarkan gaya London, yang mempunyai titik leleh dan titik didih yang rendah dibandingkan dengan zat lain yang massa molekul relatifnya kira-kira sama. Jika molekul-molekulnya kecil, zat-zat itu biasanya berbentuk gas pada suhu kamar, misalnya hidrogen (H_2), nitrogen (N_2), metana (CH_4), dan gas-gas mulia.

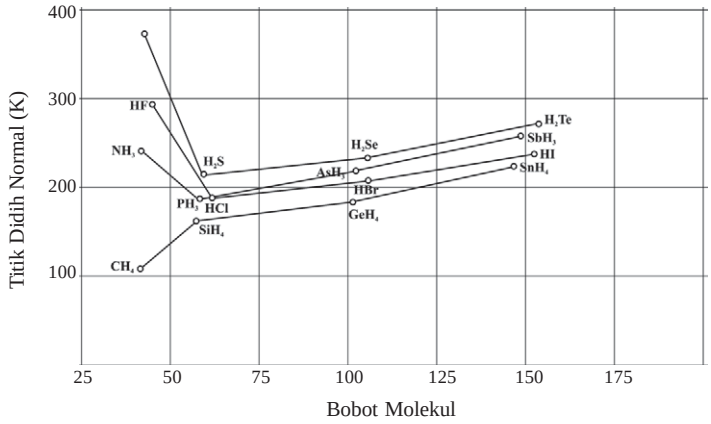
E. Gaya Tarik Dipol-dipol

Molekul yang sebaran muatannya tidak simetris, bersifat polar dan mempunyai dua ujung yang berbeda muatan (dipol). Dalam zat polar, molekul-molekulnya cenderung menyusun diri dengan ujung (pol) positif berdekatan dengan ujung (pol) negatif dari molekul di dekatnya. Suatu gaya tarik-menarik yang terjadi disebut *gaya tarik dipol-dipol*. Gaya tarik dipol-dipol lebih kuat dibandingkan gaya dispersi (gaya London), sehingga zat polar cenderung mempunyai titik cair dan titik didih lebih tinggi dibandingkan zat nonpolar yang massa molekulnya kira-kira sama. Contohnya normal butana dan aseton (James E. Brady, 2000).

Gaya-gaya antarmolekul, yaitu gaya dispersi (gaya London) dan gaya dipol-dipol, secara kolektif disebut *gaya Van der Waals*. Gaya dispersi terdapat pada setiap zat, baik polar maupun nonpolar. Gaya dipol-dipol yang terdapat pada zat polar menambah gaya dispersi dalam zat itu. Dalam membandingkan zat-zat yang mempunyai massa molekul relatif (Mr) kira-kira sama, adanya gaya dipol-dipol dapat menghasilkan perbedaan sifat yang cukup nyata. Misalnya, normal butana dengan aseton. Akan tetapi dalam membandingkan zat dengan massa molekul relatif (Mr) yang berbeda jauh, gaya dispersi menjadi lebih penting. Misalnya, HCl dengan HI, HCl (momen dipol = 1,08) lebih polar dari HI (momen dipol = 0,38). Kenyataannya, HI mempunyai titik didih lebih tinggi daripada HCl. Fakta itu menunjukkan bahwa gaya Van der Waals dalam HI lebih kuat daripada HCl. Berarti, lebih polarnya HCl tidak cukup untuk mengimbangi kecenderungan peningkatan gaya dispersi akibat pertambahan massa molekul dari HI.

F. Ikatan Hidrogen

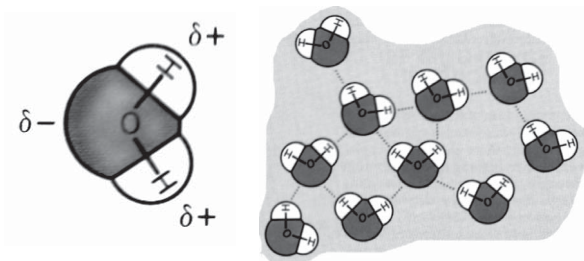
Antara molekul-molekul yang sangat polar dan mengandung atom hidrogen terjadi ikatan hidrogen. Titik didih senyawa "hidrida" dari unsur-unsur golongan IVA, VA, VIA, dan VIIA, diberikan pada gambar 1.20.



Gambar 1.20 Titik didih senyawa hidrida dari unsur-unsur golongan IVA, VA, VIA, dan VIIA. Sumber: Chemistry, The Molecular Nature of Matter and Change, Martin S. Silberberg. 2000.

Perilaku normal ditunjukkan oleh senyawa hidrida dari unsur-unsur golongan IVA, yaitu titik didih meningkat sesuai dengan penambahan massa molekul. Kecenderungan itu sesuai dengan yang diharapkan karena dari CH_4 ke SnH_4 massa molekul relatif meningkat, sehingga gaya Van der Waals juga makin kuat. Akan tetapi, ada beberapa pengecualian seperti yang terlihat pada gambar, yaitu HF, H_2O, dan NH_3. Ketiga senyawa itu mempunyai titik didih yang luar biasa tinggi dibandingkan anggota lain dalam kelompoknya. Fakta itu menunjukkan adanya gaya tarik-menarik antarmolekul yang sangat kuat dalam senyawa-senyawa tersebut. Walaupun molekul HF, H_2O, dan NH_3 bersifat polar, gaya dipol-dipolnya tidak cukup kuat untuk menerangkan titik didih yang mencolok tinggi itu.

Perilaku yang luar biasa dari senyawa-senyawa yang disebutkan di atas disebabkan oleh ikatan lain yang disebut *ikatan hidrogen* (James E. Brady, 2000). Oleh karena unsur F, O, dan N sangat elektronegatif, maka ikatan F – H, O – H, dan N – H sangat polar, atom H dalam senyawa-senyawa itu sangat positif. Akibatnya, atom H dari satu molekul terikat kuat pada atom unsur yang sangat elektronegatif (F, O, atau N) dari molekul tetangganya melalui pasangan elektron bebas pada atom unsur berkeelektronegatifan besar itu. Ikatan hidrogen dalam H_2O disajikan pada gambar 1.21.



Gambar 7.21 Molekul polar air (kiri) dan ikatan hidrogen pada air (kanan). Sumber: Chemistry, The Molecular Nature of Matter and Change, Martin S. Silberberg. 2000.

Latihan 1.3

1. Diketahui massa molekul dari beberapa zat sebagai berikut. N_2 = 28, O_3 = 48, F_2 = 38 A_r = 40, dan Cl_2 = 71. Susunlah zat-zat itu berdasarkan titik didihnya dan jelaskan alasan Anda!
2. Ramalkan titik didih unsur-unsur halogen, dari atas ke bawah bertambah atau berkurang? Jelaskan jawaban Anda!
3. Urutkan interaksi antarpartikel ikatan kovalen, ikatan Van der Waals, dan ikatan hidrogen, dimulai dari yang terlemah!

Rangkuman

1. Teori kuantum adalah teori yang didasarkan pada pernyataan bahwa energi berada dalam satuan yang sangat kecil, yang nilainya tertentu yang disebut kuanta. Jika terjadi pengalihan energi, seluruh kuantum terlibat.
2. Foton adalah "partikel" cahaya. Energi dari seberkas sinar terpusatkan dalam foton ini.
3. Fotolistrik adalah listrik yang diinduksi oleh cahaya (foton).
4. Spektrum atom (spektrum garis) adalah spektrum yang dihasilkan oleh sinar yang dipancarkan oleh atom yang tereksitasi. Spektrum ini hanya mempunyai sederet garis (warna) dengan panjang gelombang tertentu.
5. Kulit atom adalah lintasan elektron di mana elektron dapat beredar tanpa pemancaran atau penyerapan energi dan berupa lingkaran dengan jari-jari tertentu.
6. Bilangan kuantum adalah bilangan bulat yang nilainya harus ditentukan untuk dapat memecahkan persamaan mekanika gelombang, yang dimulai dari kulit K, L, M, dan seterusnya.
7. *Ground state* (tingkat dasar) adalah keadaan di mana elektron mengisi kulit-kulit dengan tingkat energi terendah.
8. *Excited state* (keadaan tereksitasi) adalah keadaan di mana ada elektron yang menempati tingkat energi yang lebih tinggi.
9. Untuk menyatakan kedudukan (tingkat energi, bentuk, serta orientasi) suatu orbital menggunakan tiga bilangan kuantum, yaitu bilangan kuantum utama (n), bilangan kuantum azimuth (l), dan bilangan kuantum magnetik (m_l atau m).
10. Bilangan kuantum utama (n) menyatakan tingkat energi utama atau kulit atom. Bilangan kuantum utama mempunyai harga mulai dari 1, 2, 3, dan seterusnya (bilangan bulat positif) yang dinyatakan dengan lambang K (n = 1), L (n = 2), dan seterusnya.
11. Bilangan kuantum azimuth (l) menyatakan subkulit. Nilai-nilai untuk bilangan kuantum azimuth dikaitkan dengan nilai bilangan kuantum utamanya, yaitu semua bilangan bulat dari 0 sampai (n – 1).

12. Bilangan kuantum magnetik (*m*) menyatakan letak orbital khusus yang ditempati elektron pada suatu subkulit.
13. Sambil beredar mengintari inti, elektron juga berputar pada sumbunya. Arah rotasi elektron searah atau berlawanan arah jarum jam. Kedua arah yang berbeda itu dinyatakan dengan bilangan kuantum spin (*s*), yang mempunyai nilai $s = + ½$ atau $s = -½$.
14. Energi dan bentuk orbital diturunkan dari persamaan gelombang (Ψ = psi), sedangkan besaran pangkat dua (Ψ^2) dari persamaan gelombang menyatakan rapatan muatan atau peluang menemukan elektron pada suatu titik pada suatu jarak tertentu dari inti.
15. Orbital 1*s*, 2*s*, dan 3*s* akan mempunyai bentuk yang sama, tetapi ukuran atau tingkat energinya berbeda.
16. Konfigurasi elektron adalah gambaran yang menunjukkan penempatan elektron dalam orbital-orbitalnya dalam suatu atom.
17. Pada penulisan konfigurasi elektron perlu dipertimbangkan tiga aturan (asas), yaitu prinsip Aufbau, asas larangan Pauli, dan kaidah Hund.
18. Asas Aufbau menyatakan pengisian orbital dimulai dari tingkat energi yang paling rendah.
19. Kaidah Hund menyatakan jika terdapat orbital-orbital yang peringkat energinya sama, maka setiap orbital hanya berisi elektron tunggal lebih dahulu, sebelum diisi oleh pasangan elektron.
20. Asas larangan Pauli menyatakan bahwa tidak ada dua elektron yang mempunyai empat bilangan kuantum yang sama. Dua elektron yang menempati orbital yang sama harus mempunyai arah rotasi yang berlawanan.
21. Sistem periodik unsur modern (SPU) disusun berdasarkan kenaikan nomor atom dan kemiripan sifat.
22. Periode adalah lajur-lajur horizontal dalam SPU. Dalam SPU modern, periode disusun berdasarkan kenaikan nomor atom. Nomor periode suatu unsur sama dengan jumlah kulit unsur itu.
23. Golongan adalah lajur-lajur vertikal dalam SPU, yaitu kelompok unsur yang disusun berdasarkan kemiripan sifat. Nomor golongan suatu unsur sama dengan jumlah elektron valensi unsur tersebut.
24. Nomor periode sama dengan jumlah kulit, di mana nomor periode suatu unsur dapat diambil dari nomor kulit paling besar.
25. Sifat-sifat unsur ditentukan oleh elektron valensinya. Unsur-unsur yang segolongan memiliki sifat-sifat kimia yang sama.
26. Dalam menentukan konfigurasi elektron perlu memperhatikan tiga hal, yaitu unsur-unsur utama, unsur-unsur transisi, dan unsur-unsur transisi–dalam.
27. Unsur-unsur utama adalah unsur-unsur yang pengisian elektronnya berakhir pada subkulit *s* atau subkulit *p*.

28. Unsur-unsur transisi adalah unsur-unsur yang pengisian elektronnya berakhir pada subkulit *d*.
29. Unsur-unsur transisi–dalam adalah unsur-unsur yang pengisian elektronnya berakhir pada subkulit *f*. Unsur-unsur *lantanida* (seperti lantanum), adalah unsur-unsur yang elektron terakhirnya mengisi subkulit 4*f* dan unsur-unsur *aktinida* (seperti aktinum), adalah unsur-unsur yang elektron terakhirnya mengisi subkulit 5*f*.
30. Hubungan sistem periodik dengan konfigurasi elektron dapat dilihat sesuai dengan prinsip Aufbau, bergerak dari kiri ke kanan sepanjang periode, kemudian meningkat ke periode berikutnya. Setiap periode dimulai dengan subkulit ns dan ditutup dengan subkulit np (*n* = nomor periode).
31. Bentuk molekul adalah suatu gambaran geometris yang dihasilkan jika inti atom-atom terikat dihubungkan oleh garis lurus, berkaitan dengan susunan ruang atom-atom dalam molekul.
32. Teori VSEPR (*Valence Shell Electron Pair Repulsion*) adalah teori yang menyatakan bahwa baik pasangan elektron dalam ikatan kimia ataupun pasangan elektron yang tidak dipakai bersama (yaitu pasangan elektron "mandiri") saling tolak-menolak.
33. Teori domain elektron merupakan penyempurnaan dari teori VSEPR. Domain elektron berarti kedudukan elektron atau daerah keberadaan elektron, jumlah domain ditentukan oleh pasangan elektron ikatan atau pasangan elektron bebas.
34. Molekul polar dan nonpolar dapat ditentukan dengan percobaan yang dilakukan di dalam medan listrik suatu kondensor.
35. Hibridisasi adalah penggabungan orbital atom sederhana untuk menghasilkan orbital-orbital (hibrida) baru.
36. Gaya tarik antarmolekul adalah gaya yang mengukuhkan atom-atom dalam molekul.
37. Gaya London adalah gaya tarik–menarik antara molekul yang lemah.
38. Polarisabilitas adalah kemudahan suatu molekul untuk membentuk dipol sesaat atau untuk mengimbas suatu molekul.
39. Gaya tarik dipol-dipol terjadi karena molekul yang sebaran muatannya tidak simetris bersifat polar dan mempunyai dua ujung yang berbeda muatan (dipol), sehingga ujung (pol) positif berdekatan dengan ujung (pol) negatif dari molekul di dekatnya.
40. Gaya Van der Waals adalah gaya dipol-dipol secara kolektif.
41. Ikatan hidrogen adalah ikatan antara molekul-molekul yang sangat polar dan mengandung atom hidrogen.
42. Ikatan ion adalah ikatan antara molekul-molekul dalam senyawa logam.
43. Jaringan ikatan kovalen adalah jaringan ikatan dalam berbagai jenis zat padat, seperti karbon dan silika.

Uji Kompetensi

I. Berilah tanda silang (X) huruf A, B, C, D, atau E pada jawaban yang paling benar!

1. Di dalam sistem periodik, unsur-unsur transisi terletak di antara golongan-golongan … .
 A. IIA dan IIB
 B. IIA dan IIIA
 C. IIB dan IIIB
 D. IA dan IIB
 E. IIIB dan VIIIB

2. Unsur-unsur transisi-dalam mulai dijumpai pada periode … .
 A. 3
 B. 4
 C. 5
 D. 6
 E. 7

3. Suatu atom unsur X mempunyai susunan elektron: $1s^2$, $2s^2$, $2p^6$, $3s^2$, $3p^6$, $3d^5$, $4s^1$. Unsur tersebut adalah … .
 A. logam alkali
 B. unsur halogen
 C. unsur golongan IB
 D. unsur transisi
 E. salah satu unsur lantanida

4. Diketahui konfigurasi elektron dari beberapa unsur sebagai berikut.
 X : $1s^2$, $2s^2$
 Y : $1s^2$, $2s^2$, $2p^3$
 Z : $1s^2$, $2s^2$, $2p^6$
 U : $1s^2$, $2s^2$, $2p^6$, $3s^2$, $3p^6$, $4s^1$, $3d^5$
 V : $1s^2$, $2s^2$, $2p^6$, $3s^2$, $3p^6$, $4s^2$, $3d^{10}$
 Berdasarkan konfigurasi elektronnya, unsur yang paling stabil adalah … .
 A. X
 B. Y
 C. Z
 D. U
 E. V

5. Unsur yang elektron terakhirnya memiliki bilangan kuantum $n = 3$, $l = 2$, $m = 1$, dan $s = + ½$ dalam sistem periodik terletak pada … .
 A. periode 4, golongan IVB
 B. periode 3, golongan IVB
 C. periode 4, golongan VIIIB
 D. periode 3, golongan VIIIB
 E. periode 4, golongan IIB

6. Tiga unsur yang dalam sistem periodik terletak diagonal satu sama lain memiliki susunan elektron terluar menurut aturan adalah … .
 A. $2s^2$, $2p^1$, $2s^2$, $2p^2$, $2s^2$, $2p^3$
 B. $2s^2$, $2p^3$, $3s^2$, $3p^3$, $4s^2$, $4p^3$
 C. $3d^3$, $4s^2$, $4d^3$, $5s^2$, $5d^3$, $6s^2$
 D. $2s^2$, $2p^3$, $3s^2$, $3p^4$, $4s^2$, $4p^5$
 E. $3d^1$, $4s^2$, $3d^2$, $4s^2$, $3d^3$, $4s^2$
7. Jumlah elektron tidak berpasangan yang paling banyak akan dijumpai pada golongan … .
 A. VA
 B. VIA
 C. VB
 D. VIB
 E. VIIB
8. Ion M^{3+} mempunyai konfigurasi elektron: $1s^2$, $2s^2$, $2p^6$, $3s^2$, $3p^6$, $3d^5$. Pernyataan yang ***tidak*** benar mengenai unsur M adalah … .
 A. mempunyai nomor atom 26
 B. terletak pada periode 4
 C. termasuk unsur transisi
 D. merupakan anggota golongan VIIIB
 E. mengandung lima elektron tidak berpasangan
9. Ion X^{2-} mempunyai konfigurasi elektron: $[A_r]$ $3d^5$, $4s^2$, $4p^6$. Dalam sistem periodik, unsur X terletak pada … .
 A. periode 4, golongan VIA (16)
 B. periode 4, golongan VIIA (17)
 C. periode 4, golongan VIIIA (18)
 D. periode 5, golongan IA (1)
 E. periode 5, golongan IIA (2)
10. Jika unsur A membentuk senyawa yang stabil $A(NO_3)_2$, maka konfigurasi elektron unsur tersebut adalah … .
 A. $1s^2$, $2s^2$, $2p^6$, $3s^2$
 B. $1s^2$, $2s^2$, $2p^6$, $3s^2$, $3p^2$
 C. $1s^2$, $2s^2$, $2p^6$, $3s^2$, $3p^4$
 D. $1s^2$, $2s^2$, $2p^6$, $3s^2$, $3p^6$
 E. $1s^2$, $2s^2$, $2p^6$
11. Unsur fosforus (Z = 15) dan unsur vanadium (Z = 23) mempunyai kesamaan dalam hal … .
 A. nomor periode
 B. nomor golongan
 C. bilangan oksidasi paling rendah
 D. subkulit terakhir yang diisi oleh elektron
 E. jumlah elektron yang tidak berpasangan

12. Konfigurasi elektron atom titanium adalah $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 3d^2, 4s^2$. Senyawa berikut yang ***tidak*** dapat dibentuk adalah … .
 A. K_3TiO_3
 B. K_2TiF_6
 C. TiO_2
 D. K_2TiO_4
 E. $TiCl_3$
13. Unsur uranium (Z = 92) termasuk dalam kelompok unsur …
 A. golongan IVA
 B. aktinida
 C. golongan IVB
 D. lantanida
 E. golongan VIB
14. Raksa (merkuri) dalam sistem periodik terletak pada periode 6 golongan IIB. Elektron terakhir atom raksa memiliki bilangan kuantum, yaitu … .
 A. $n = 5, l = 2, m = +2, s = -½$
 B. $n = 5, l = 2, m = +2, s = +½$
 C. $n = 6, l = 0, m = 0, s = -½$
 D. $n = 6, l = 0, m = 0, s = +½$
 E. $n = 6, l = 2, m = +2, s = -½$
15. Tiga unsur yang dalam sistem periodik atau susunan berkala letaknya diagonal satu terhadap yang lain memiliki susunan elektron terluar menurut aturan adalah … .
 A. $2s^2, 2p^1, 2s^2, 2p^2, 2s^2, 2p^3$
 B. $2s^2, 2p^2, 3s^2, 3p^3, 4s^2, 4p^3$
 C. $3d^3, 4s^2, 4d^3, 5s^2, 5d^3, 6s^2$
 D. $3d^1, 4d^2, 3d^2, 4s^2, 3d^3, 4s^2$
 E. $2s^2, 2p^3, 3s^2, 3p^4, 4s^2, 4p^5$
16. Unsur P (Z = 15) bersenyawa dengan unsur Cl (Z = 17) membentuk PCl_3. Banyaknya pasangan elektron bebas pada atom pusat dalam senyawa PCl_3 adalah … .
 A. 0
 B. 1
 C. 2
 D. 3
 E. 4
17. Bentuk molekul IF_3 adalah … .
 A. segitiga planar
 B. piramida trigonal
 C. planar bentuk T
 D. tetrahedral
 E. segi empat planar

18. Molekul XCl_3 mempunyai momen dipol sama dengan nol. Bentuk molekul itu adalah … .
 A. linear
 B. segitiga planar
 C. tetrahedral
 D. piramida trigonal
 E. segi empat datar
19. Peristiwa perpindahan elektron berlangsung pada pembentukan senyawa … .
 A. HBr
 B. NH_4Cl
 C. AlH_3
 D. H_2SO_4
 E. NH_3
20. Sulfida di bawah ini yang mengandung ikatan kovalen adalah … .
 A. Na_2S
 B. BaS
 C. Al_2S_3
 D. CS_2
 E. PbS
21. Unsur A (Z = 52) bersenyawa dengan unsur B (Z = 55), membentuk senyawa … .
 A. AB yang berikatan kovalen
 B. A_2B yang berikatan kovalen
 C. AB_2 yang berikatan kovalen
 D. AB_2 yang berikatan ion
 E. A_2B yang berikatan ion
22. Di antara kelompok senyawa berikut, kelompok yang semua anggotanya bersifat polar adalah
 A. H_2O, NH_3, CH_4, dan PCl_5
 B. NH_3, IF_3, PCl_3, dan BCl_3
 C. XeF_6, XeF_2, XeF_4, dan XeO_4
 D. HCl, $BeCl_2$, CCl_4, dan BCl_3
 E. CIF, CIF_3, NCl_3, dan PCl_3
23. Sudut ikatan dalam molekul air adalah 104,5°, lebih kecil dari sudut tetrahedron (109,5°). Hal ini terjadi karena … .
 A. dalam molekul air terdapat 4 pasang elektron yang ekuivalen
 B. gaya tolak–menolak elektron bebas > pasangan elektron ikatan
 C. gaya tolak–menolak elektron bebas = pasangan elektron ikatan
 D. gaya tolak–menolak elektron bebas < pasangan elektron ikatan
 E. volume atom oksigen lebih besar dari hidrogen
24. Jika arus listrik dialirkan melalui NaCl cair dan HCl cair, maka … .
 A. hanya NaCl yang meneruskan aliran listrik
 B. hanya HCl yang meneruskan aliran listrik
 C. NaCl dan HCl meneruskan aliran listrik
 D. NaCl dan HCl tidak meneruskan aliran listrik
 E. NaCl dan HCl meneruskan aliran listrik hanya jika dilarutkan ke dalam air

25. Ikatan yang terdapat dalam molekul (antara atom N dengan atom H) dan antar molekul NH_3 adalah … .
 A. kovalen dan Van der Waals
 B. ion dan gaya dispersi
 C. kovalen koordinasi dan gaya dipol-dipol
 D. kovalen dan ikatan hidrogen
 E. kovalen dan gaya London

26.

Zat Cair	Tekanan Uap Jenuh (mmHg) pada 25°C
A	20
B	35
C	56
D	112
E	224

Gaya tarik–menarik antarmolekul yang paling kuat terjadi pada zat … .
 A. A
 B. B
 C. C
 D. D
 E. E

27. Titik didih metana (CH_4) lebih tinggi daripada neon (Ne) karena … .
 A. massa molekul metana lebih besar daripada neon
 B. molekul metana mempunyai lebih banyak elektron daripada neon
 C. polarisabilitas metana lebih besar daripada neon
 D. molekul metana membentuk ikatan hidrogen, neon tidak
 E. molekul metana polar, neon tidak

28. Suatu padatan dengan struktur kristal ionik akan memiliki sifat-sifat, yaitu … .
 A. lunak, titik lebur rendah, dan tidak menghantar listrik
 B. keras, titik lebur rendah, dan cairannya menghantar listrik
 C. keras, titik lebur rendah, dan tidak menghantar listrik
 D. lunak, titik lebur tinggi, dan cairannya menghantar listrik
 E. keras, titik lebur tinggi, dan cairannya menghantar listrik

29. Unsur X (Z = 32) dalam inti atomnya mengandung 16 neutron. Unsur Y dalam inti atomnya mengandung 13 proton dan 14 neutron. Jika unsur X dan Y berikatan, maka senyawa yang terbentuk mempunyai harga Mr sebesar
 A. 150
 B. 145
 C. 91
 D. 86
 E. 59

30. Unsur V memiliki satu elektron di kulit yang paling luar, dan unsur W memiliki keelektronegatifan yang tinggi. Ikatan antara V dan W adalah … .
 A. ikatan kovalen polar
 B. ikatan kovalen nonpolar
 C. ikatan kovalen koordinasi
 D. ikatan ion
 E. ikatan logam

II. Kerjakan soal-soal berikut ini dengan benar!

1. Jelaskan yang dimaksud dengan orbital!
2. Sebutkan empat macam bilangan kuantum!
3. Tentukan keempat bilangan kuantum pada elektron terakhir dari:
 a. $_{11}Na$
 b. $_{15}P$
 c. $_{18}Ar$
 d. $_{35}Br$
 e. $_{24}Mg$
 f. $_{30}Zn$
 g. $_{54}Xe$
 h. $_{22}Ti$
 i. $_{55}Cs$
 j. $_{13}Al$
4. Tuliskan konfigurasi elektron pada subkulit, kemudian tentukan golongan dan periode dari:
 a. $_{12}Mg$
 b. $_{24}Cr$
 c. $_{30}Zn$
 d. $_{15}P$
 e. $_{9}F$
 f. $_{32}Ge$
 g. $_{47}Ag$
 h. $_{56}Ba$
 i. $_{82}Pb$
 j. $_{36}Kr$
5. Perkirakan bentuk molekul dari:
 a. SF_4 (nomor atom S = 16, F = 9)
 b. PCl_5 (nomor atom P = 15, Cl = 17)
 c. SeO_2 (nomor atom Se = 34, O = 8)
 d. TiO_2 (nomor atom Ti = 22, O = 8)
 e. SO_3 (nomor atom S = 16, O = 8)
6. Apakah prinsip utama dari teori VSEPR dalam menentukan bentuk suatu molekul?
7. Apakah yang dimaksud dengan ikatan dipol?
8. Apakah yang dimaksud dengan ikatan hidrogen? Berikan contohnya!
9. Sebutkan faktor-faktor yang mempengaruhi kekuatan gaya London!
10. Apakah gaya London berlaku untuk molekul-molekul polar?

BAB 2

Termokimia



Tujuan Pembelajaran:

Setelah mempelajari bab ini, Anda diharapkan mampu:

1. Menjelaskan pengertian sistem dan lingkungan.
2. Menjelaskan perbedaan reaksi eksoterm dan reaksi endoterm.
3. Menjelaskan pengertian entalpi dan perubahan entalpi.
4. Menghitung perubahan entalpi suatu reaksi.
5. Menjelaskan pengertian ΔH pembentukan, penguraian, dan pembakaran standar.
6. Menuliskan persamaan termokimia dengan benar.
7. Membuat diagram tingkat energi berdasarkan harga perubahan entalpi suatu reaksi.
8. Menentukan ΔH reaksi berdasarkan eksperimen dengan menggunakan kalorimeter, hukum Hess, data perubahan entalpi standar, dan data energi ikatan.
9. Merancang dan melakukan percobaan untuk menentukan kalor pembakaran berbagai bahan bakar.

Kata Kunci

Perubahan entalpi, reaksi endoterm, entalpi pembentukan, kalorimetri, hukum Hess, energi ikat, kalor pembakaran.

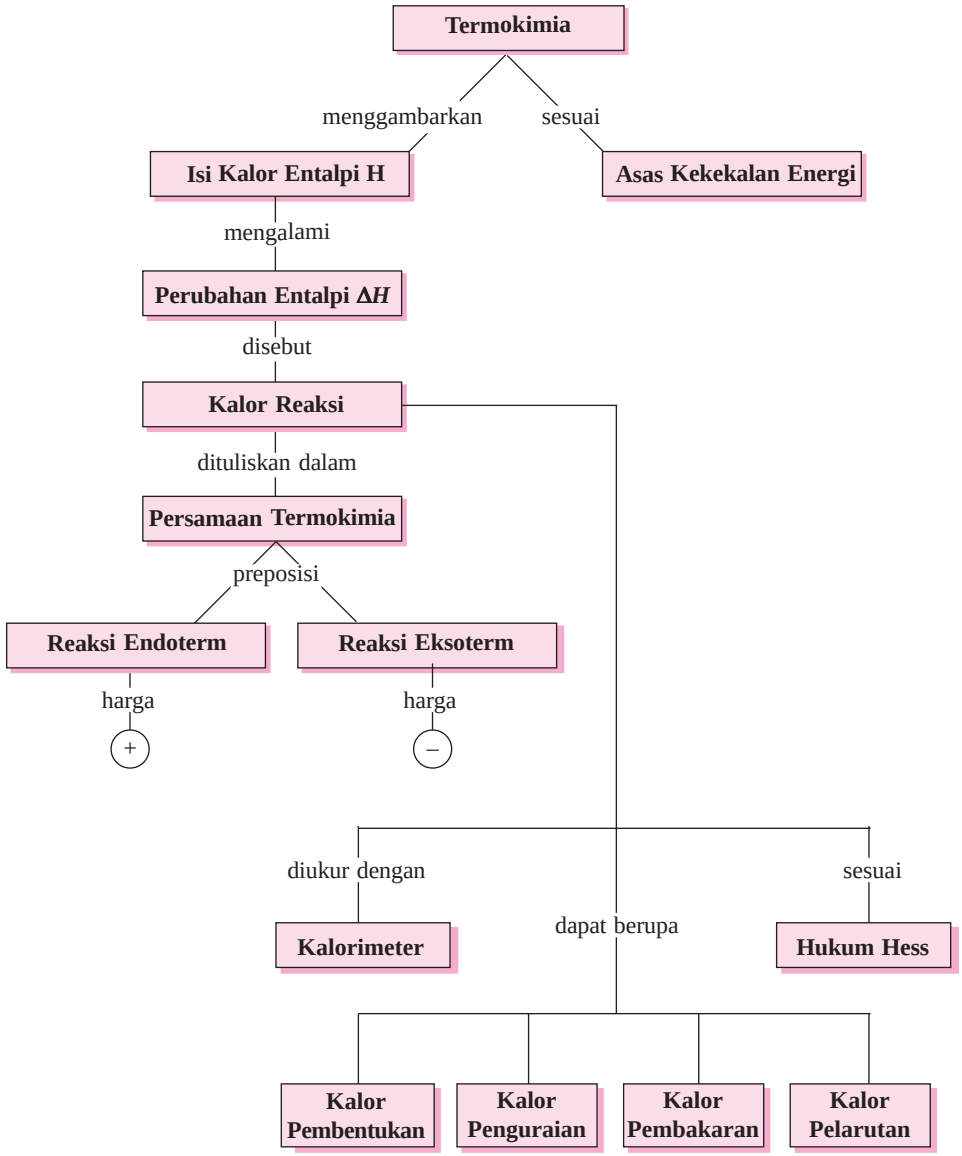
Pengantar

Ketika reaksi kimia terjadi, ikatan-ikatan kimia pada zat-zat yang bereaksi akan putus dan ikatan-ikatan kimia yang baru terbentuk, membentuk zat-zat produk. Energi dibutuhkan untuk memutuskan ikatan-ikatan dan energi dibebaskan pada ikatan-ikatan yang terbentuk, sehingga hampir semua reaksi kimia melibatkan perubahan energi. Energi bisa ditangkap atau dilepaskan. Energi dapat meliputi bermacam-macam bentuk, misalnya cahaya, listrik, atau panas.

Kita tak lepas dari pemanfaatan energi untuk keperluan sehari-hari, misalnya pembakaran bahan bakar bensin untuk menjalankan kendaraan, memasak dengan kompor gas (membakar gas alam), dan pembangkit listrik tenaga air. Manusia memerlukan energi untuk melakukan kegiatan sehari-hari. Energi diperoleh dari makanan, yaitu karbohidrat dan lemak yang dimetabolisme di dalam tubuh menghasilkan energi.

Bagian dari ilmu kimia yang mempelajari tentang kalor reaksi disebut *termokimia*. Termokimia mempelajari mengenai sejumlah panas yang dihasilkan atau diperlukan oleh sejumlah tertentu pereaksi dan cara pengukuran panas reaksi tersebut. Termokimia merupakan hal yang penting, baik untuk keperluan praktik maupun teori. Penerapan pada praktik termasuk mengukur nilai energi pada bahan bakar dan menentukan energi yang diperlukan pada proses industri.

Peta Konsep


Termokimia
menggambarkan
sesuai
Isi Kalor Entalpi H
Asas Kekekalan Energi
mengalami
Perubahan Entalpi ΔH
disebut
Kalor Reaksi
dituliskan dalam
Persamaan Termokimia
preposisi
Reaksi Endoterm
Reaksi Eksoterm
harga
harga
+
–
diukur dengan
sesuai
dapat berupa
Kalorimeter
Hukum Hess
Kalor Pembentukan
Kalor Penguraian
Kalor Pembakaran
Kalor Pelarutan

2.1 Entalpi dan Perubahan Entalpi (ΔH)

Entalpi (*H*) adalah jumlah energi yang dimiliki sistem pada tekanan tetap. Entalpi (*H*) dirumuskan sebagai jumlah energi yang terkandung dalam sistem (*E*) dan kerja (*W*).

$$H = E + W$$

dengan: $W = P \times V$

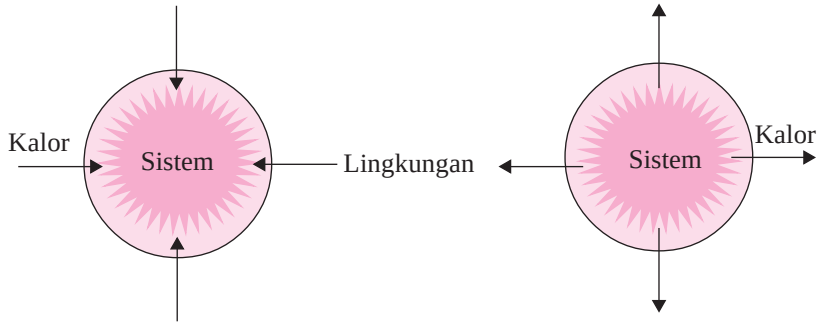
E = energi (joule)
V = volume (liter)
W = kerja sistem (joule)
P = tekanan (atm)

Hukum kekekalan energi menjelaskan bahwa energi tidak dapat diciptakan dan tidak dapat dimusnahkan, tetapi hanya dapat diubah dari bentuk energi yang satu menjadi bentuk energi yang lain. Nilai energi suatu materi tidak dapat diukur, yang dapat diukur hanyalah perubahan energi (Δ*E*). Demikian juga halnya dengan entalpi, entalpi tidak dapat diukur, kita hanya dapat mengukur perubahan entalpi (Δ*H*).

$$\Delta H = H_p - H_r$$

dengan: ΔH = perubahan entalpi
H_p = entalpi produk
H_r = entalpi reaktan atau pereaksi

a. Bila *H* produk > *H* reaktan, maka Δ*H* bertanda positif, berarti terjadi penyerapan kalor dari lingkungan ke sistem.
b. Bila *H* reaktan > *H* produk, maka Δ*H* bertanda negatif, berarti terjadi pelepasan kalor dari sistem ke lingkungan.



Kalor diserap dari lingkungan oleh sistem (Δ*H* = +)

Kalor dilepas dari sistem ke lingkungan (Δ*H* = –)

Secara matematis, perubahan entalpi (ΔH) dapat diturunkan sebagai berikut.

$$H = E + W \quad (1)$$

Pada tekanan tetap:

$$\Delta H = \Delta E + P\Delta V \quad (2)$$
$$\Delta E = q + W \quad (3)$$
$$W_{sistem} = -PV \quad (4)$$

Substitusi persamaan (3) dan (4) dalam persamaan (2):

$$H = (q + W) + P\Delta V$$
$$H = (q - P\Delta V) + P\Delta V$$
$$H = q$$

Jadi, pada tekanan tetap, perubahan entalpi (ΔH) sama dengan kalor (q) yang diserap atau dilepas (James E. Brady, 1990).

Macam-macam reaksi kimia berdasarkan kalor yang dibebaskan/kalor yang diserap (Martin S. Silberberg, 2000):

a. Reaksi kimia yang membutuhkan atau menyerap kalor disebut *reaksi endoterm*.
Contoh:
Reaksi pemutusan ikatan pada molekul unsur H_2 adalah:

$$H_2 \longrightarrow 2\,H \qquad \Delta H = +a\ kJ$$

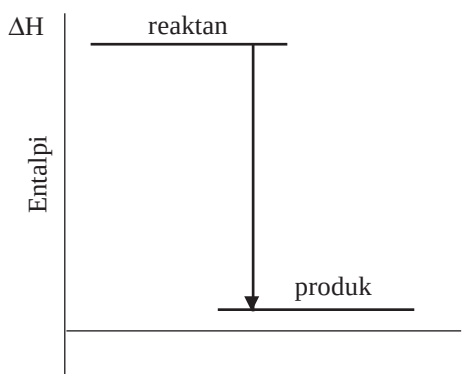
Reaksi endoterm dengan ΔH bertanda positif (+).

b. Reaksi kimia yang membebaskan kalor disebut *reaksi eksoterm*.
Contoh:
Reaksi pembentukan ikatan pada molekul unsur H_2 adalah:

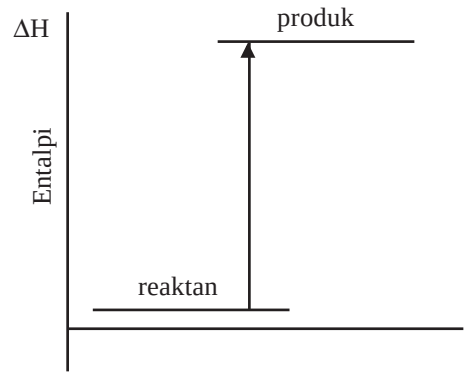
$$2H \longrightarrow H_2 \qquad \Delta H = -a\ kJ$$

Reaksi eksoterm dengan ΔH bertanda (–).

Diagram entalpi (diagram tingkat energi)



Reaksi eksoterm
$\Delta H = H_p - H_r$ = negatif (<0)



Reaksi endoterm
$\Delta H = H_p - H_r$ = positif (>0)

Kimia di Sekitar Kita

Fotosintesis

Reaksi fotosintesis merupakan reaksi endoterm karena menyerap energi sebesar 2.820 kJ/mol.
Reaksi yang terjadi adalah:

$$6\ CO_2(g) + 6\ H_2O(l) \longrightarrow C_6H_{12}O_6(s) + 6\ O_2(g)$$
$$\Delta H = +\ 2.820\ \text{kJ/mol glukosa}$$



Energi diserap dari cahaya matahari oleh zat hijau daun (disebut *klorofil*) yang digunakan membentuk glukosa. Glukosa bertindak sebagai cadangan energi dan kemudian akan melepaskan energi dengan membalik reaksi di atas. Beberapa energi yang dilepas akan muncul pada molekul sebagai *adenosine triphosphat* (ATP), yang merupakan bahan bakar untuk banyak reaksi pada kehidupan sel-sel termasuk sistesis protein dan pergerakan otot-otot. Fotosintesis merupakan sumber energi murni dalam bahan bakar fosil.

Sumber: Chemistry, For Advanced Level, Ted Lister and Janet Renshaw, Stanley Thornes Publishers Ltd., 2000.

2.2 Persamaan Termokimia

Persamaan termokimia adalah persamaan reaksi yang menyertakan perubahan entalpinya (ΔH). Nilai perubahan entalpi yang dituliskan pada persamaan termokimia harus sesuai dengan stoikiometri reaksi, artinya jumlah mol zat yang terlibat dalam reaksi sama dengan koefisien reaksinya.
Contoh:
Diketahui persamaan termokimia:

$$H_2(g) + \tfrac{1}{2}\ O_2(g) \longrightarrow H_2O(l) \qquad \Delta H = -285{,}85\ \text{kJ/mol}$$

Artinya, pada pembentukan 1 mol H_2O dari gas hidrogen dan gas oksigen dibebaskan energi sebesar 285,85 kJ (reaksi eksoterm).

2.3 Perubahan Entalpi Standar ($\Delta H°$)

Perubahan entalpi standar ($\Delta H°$) adalah perubahan entalpi (ΔH) reaksi yang diukur pada kondisi standar, yaitu pada suhu 298 K dan tekanan 1 atm.
Satuan ΔH adalah kJ dan satuan ΔH molar reaksi adalah kJ/mol (Gillespie dkk).

A. Entalpi Pembentukan Standar ($\Delta H_f°$ = *Standard Enthalpy of Formation*)

Entalpi pembentukan standar adalah ΔH untuk membentuk 1 mol persenyawaan langsung dari unsur-unsurnya yang diukur pada 298 K dan tekanan 1 atm.
Contoh:

1. $H_2(g) + \frac{1}{2} O_2(g) \longrightarrow H_2O(l) \qquad \Delta H_f° = -285{,}85$ kJ

 ↓

 Koefisien 1 berarti 1 mol H_2O

 Artinya, pada pembentukan 1 mol H_2O dari unsur hidrogen dan unsur oksigen dibebaskan energi sebesar 285,85 kJ (tanda negatif pada ΔH_f berarti dibebaskan energi atau reaksi eksoterm).

2. $4\ C(s) + 2\ H_2(g) \longrightarrow \mathbf{2}\ C_2H_2(g) \qquad \Delta H = +454$ kJ

 ↓

 Koefisien 2 berarti 2 mol C_2H_2, maka semua koefisien reaksi dibagi 2 termasuk ΔH

 Reaksi menjadi:

 $2\ C(s) + H_2(g) \longrightarrow C_2H_2(g) \qquad \Delta H = +227$ kJ

 Artinya, pada pembentukan 1 mol C_2H_2 dari unsur karbon dan unsur hidrogen dibutuhkan panas sebesar 227 kJ (endoterm).

Catatan

Ingat:
- Unsur-unsur diatomik adalah H_2, N_2, O_2, F_2, Cl_2, Br_2, I_2.
 Massa 1 mol = M_r zat (satuan gram/mol).
- Misal:
 - Massa 1 mol H_2O = M_r H_2O = 18 gram/mol
 - Massa 1 mol CO_2 = M_r CO_2 = 44 gram/mol
- Volume 1 mol zat pada keadaan standar (STP) adalah 22,4 liter/mol.

Contoh 2.1

1. Tuliskan persamaan termokimia untuk reaksi pembentukan NH_4Cl bila diketahui $\Delta H_f°NH_4Cl$ = –120 kJ/mol!

 Jawab:

 - Reaksi pembentukan, maka NH_4Cl di sebelah kanan anak panah.
 - Zat-zat di sebelah kiri anak panah berupa unsur.
 - Unsur N, H, dan Cl adalah unsur-unsur diatomik.
 - $\frac{1}{2} N_2(g) + 2 H_2(g) + \frac{1}{2} Cl_2(g) \longrightarrow NH_4Cl(s)$ $\quad \Delta H_f° = -20$ kJ/mol

 ↓

 Koefisien 1 untuk 1 mol NH_4Cl

2. Tuliskan persamaan termokimia pembentukan $CaCO_3$, yang membebaskan kalor sebesar 224 kJ!

 Jawab:

 Persamaan reaksi:

 $Ca(s) + C(s) + \frac{3}{2} O_2(g) \longrightarrow CaCO_3(s)$ $\quad \Delta H_f° = -200$ kJ/mol

 - Dibebaskan kalor berarti reaksi eksoterm (tanda $\Delta H_f°$ = negatif).
 - Unsur Ca dan C adalah monoatomik (hanya ditulis 1 atom saja).

3. Pada pembentukan 22 gram C_3H_8 (A_r C = 12, H = 1) dibebaskan kalor sebesar 75 kJ. Tuliskan persamaan termokimia pembentukan C_3H_8!

 Jawab:

 - Massa 1 mol C_3H_8 = $M_r\ C_3H_8$
 = $(3 \times A_r\ C) + (8 \times A_r\ H)$
 = $(3 \times 12) + (8 \times 1)$
 = 36 + 8
 = 44 gram/mol
 - Banyak mol dari 22 gram C_3H_8 = $\frac{\text{massa}}{M_r}$
 = $\frac{22}{44}$
 = 0,5 mol
 - $\Delta H_f°$ berlaku untuk pembentukan 1 mol zat, maka $\Delta H_f°\ C_3H_8$ = $\frac{1}{0{,}5} \times (-75\text{kJ})$
 = –150 kJ
 - Persamaan termokimia pembentukan C_3H_8 adalah:

 $3 C(s) + 4 H_2(g) \longrightarrow C_3H_8(s)$ $\quad \Delta H_f° = -150$ kJ/mol

 yang boleh ditulis di sebelah kanan reaksi adalah ΔH untuk 1 mol.

4. Hitunglah besar kalor yang dibebaskan pada pembentukan 45 gram $C_6H_{12}O_6$ (M_r = 180) bila $\Delta H_f°$ $C_6H_{12}O_6$ = –124 kJ/mol!

 Jawab:

 $$\text{mol } C_6H_{12}O_6 = \frac{\text{massa}}{M_r}$$
 $$= \frac{45}{180}$$
 $$= 0{,}25 \text{ mol}$$

 Besarnya kalor = 0,25 × $\Delta H_f°$ $C_6H_{12}O_6$
 = 0,25 × (–124)
 = –31 kJ

 Jadi, pada pembentukan 45 gram $C_6H_{12}O_6$ dibebaskan kalor sebesar 31 kJ.

Latihan 2.1

1. Diketahui entalpi pembentukan standar ($\Delta H_f°$) dari berbagai zat sebagai berikut.
 a. $H_2CO_3(l)$ = –125 kJ/mol
 b. $Na_2SO_4(s)$ = –334 kJ/mol
 c. $FeCl_3(s)$ = –214 kJ/mol

 Tulislah persamaan termokimia reaksi pembentukan zat-zat tersebut!
2. Diketahui persamaan termokimia:

 $2\,C(s) + 8\,H_2(g) \longrightarrow 2\,C_3H_8(s)$ ΔH = –225 kJ/mol

 Tentukan besarnya entalpi pembentukan standar ($\Delta H_f°$) C_3H_8!
3. Pada pembentukan 96 gram $Al_2(NO_3)_3$ (A_r Al = 27, N = 14, O = 16) dibebaskan kalor sebesar 120 kJ.
 a. Tentukan besarnya $\Delta H_f°$ $Al_2(NO_3)_3$!
 b. Tuliskan persamaan termokimia pembentukan $Al_2(NO_3)_3$!
4. Pada pembentukan 10 gram $CaCO_3$ (A_r Ca = 40, C = 12, O = 16) diperlukan kalor sebesar 86 kJ. Tuliskan persamaan termokimia pembentukan $CaCO_3$!
5. Diketahui $\Delta H_f°$ K_3PO_4 = 315 kJ/mol, berapakah kalor yang dibutuhkan untuk membentuk 159 gram K_3PO_4 (A_r K = 39, P = 31, O = 16)!

B. Entalpi Penguraian Standar ($\Delta H_d°$ = *Standard Enthalpy of Dissosiation*)

Entalpi penguraian standar adalah ΔH dari penguraian 1 mol persenyawaan langsung menjadi unsur-unsurnya (adalah kebalikan dari ΔH pembentukan). Sesuai dengan asas kekekalan energi, maka nilai entalpi penguraian sama dengan entalpi pembentukannya, tetapi *tandanya berlawanan*.

Contoh 2.2

1. Tuliskan persamaan termokimia penguraian H_2O apabila diketahui ΔH_f^o H_2O = –285,85 kJ/mol!

 Jawab:

 - Reaksi penguraian adalah kebalikan dari reaksi pembentukan, sehingga zat yang terurai di sebelah kiri anak panah.

 $H_2O(l) \longrightarrow H_2(g) + \frac{1}{2} O_2(g)$ $\qquad \Delta H_d^\circ = +285{,}85$ kJ

 ↓

 - Koefisien 1 untuk 1 mol zat yang diuraikan
 - Tanda ΔH_d° berlawanan dengan ΔH_f°

2. Bila diketahui ΔH_f° NH_3 = –46 kJ/mol, berapa kJ diperlukan untuk menguraikan 1 gram NH_3 (M_r = 17)?

 Jawab:

 - Persamaan termokimia penguraian NH_3 adalah:

 $NH_3(g) \longrightarrow \frac{1}{2} N_2(g) + \frac{3}{2} H_2(g)$ $\qquad \Delta H_d^\circ = 46$ kJ/mol

 - Besarnya kalor untuk menguraikan 1 gram NH_3 adalah:

 Besar kalor = mol × ΔH

 $= \frac{\text{massa}}{M_r} \times \Delta H$

 $= \frac{1}{17} \times 46$

 = 2,7 kJ

Latihan 2.2

1. Diketahui ΔH_f° SO_3 = –78 kJ/mol, tuliskan persamaan termokimia penguraian SO_3!
2. Diketahui ΔH_f° NH_3 = 106 kJ/mol, tentukan besarnya kalor yang diperlukan untuk menguraikan 4,48 liter NH_3 pada keadaan standar!
3. Untuk menguraikan 0,5 mol gas CO_2 dibebaskan kalor sebesar 75 kJ. Tuliskan persamaan termokimia penguraian CO_2!

C. Entalpi Pembakaran Standar (ΔH_c° = *Standard Enthalpy of Combustion*)

Entalpi pembakaran standar adalah perubahan entalpi (ΔH) untuk pembakaran sempurna 1 mol senyawa atau unsur dengan O_2 dari udara, yang diukur pada 298 K dan tekanan 1 atm. Satuan ΔH_c° adalah kJ/mol. Pembakaran dikatakan sempurna jika:

1. karbon (C) terbakar sempurna menjadi CO_2
2. hidrogen (H) terbakar sempurna menjadi H_2O

3. belerang (S) terbakar sempurna menjadi SO_2
4. senyawa hidrokarbon (C_xH_y) terbakar sempurna menurut reaksi:

 $C_xH_y + O_2 \longrightarrow CO_2 + H_2O$ (belum setara)

Contoh 2.3

Pada pembakaran 570 gram isooktana (C_8H_{18}), salah satu komponen yang ada dalam bensin, pada keadaan standar/STP dibebaskan kalor sebesar 27.500 kJ. Hitunglah besarnya $\Delta H_c°$ dan tulislah persamaan termokimia pembakaraan isooktana tersebut!

Jawab:

- Mol isooktana $= \dfrac{\text{massa}}{M_r\ C_8H_{18}}$

 $= \dfrac{570}{114}$

 $= 5$ mol

- Untuk 1 mol C_8H_{18} maka $\Delta H_c° = \frac{1}{5} \times (-27.500)$

 $= -5.500$ kJ

- Persamaan termokimia:

$$C_8H_{18}(l) + \tfrac{25}{2}\, O_2(g) \longrightarrow 8\, CO_2(g) + 9\, H_2O(g) \qquad \Delta H_c° = -5.500 \text{ kJ/mol}$$

Latihan 2.3

1. Pada pembakaran 1 gram karbon (A_r C = 12) dibebaskan kalor sebesar 85 kJ. Tuliskan persamaan termokimia pembakaran sempurna karbon!
2. Pada reaksi pembakaran gas propana:

 $2\, C_3H_8(g) + 10\, O_2(g) \longrightarrow 6\, CO_2(g) + 8\, H_2O(g) \qquad \Delta H = -2.400$ kJ

 a. tentukan besarnya $\Delta H_c°$
 b. berapa kJ kalor yang dihasilkan pada pembakaran 89,6 liter (STP) gas propana
3. Tuliskan persamaan termokimia pembakaran zat-zat berikut ini, bila diketahui:
 a. $\Delta H_c°$ belerang (S) = –115 kJ/mol
 b. $\Delta H_c°$ karbon (C) = 156 kJ/mol
 c. $\Delta H_c°\ C_2H_2$ = –1.250 kJ/mol

D. Entalpi Molar Lainnya (Entalpi Penetralan, Pelarutan, dan Peleburan)

1. Entalpi Penetralan

Entalpi penetralan adalah perubahan entalpi (ΔH) yang dihasilkan pada reaksi penetralan asam (H^+) oleh basa (OH^-) membentuk 1 mol air. Satuan entalpi penetralan adalah kJ/mol.
Contoh:

$NaOH(aq) + HCl(aq) \longrightarrow NaCl(aq) + H_2O(l) \qquad \Delta H = -890{,}4$ kJ/mol

2. Entalpi Pelarutan

Entalpi pelarutan adalah perubahan entalpi (ΔH) pada pelarutan 1 mol zat. Satuan ΔH pelarutan adalah kJ/mol.
Contoh:

$NaOH(s) \longrightarrow Na^+(aq) + OH^-(aq) \qquad \Delta H = -204$ kJ/mol

3. Entalpi Peleburan

Entalpi peleburan adalah perubahan entalpi (ΔH) pada perubahan 1 mol zat dari bentuk padat menjadi bentuk cair pada titik leburnya. Satuan ΔH peleburan adalah kJ/mol.
Contoh:

$NaCl(s) \longrightarrow NaCl(l) \qquad \Delta H = -112$ kJ/mol

(Ted Lister & Janet Renshaw, 2000)

Latihan 2.4

1. Tuliskan persamaan termokimia dari:
 a. reaksi pembentukan C_2H_5OH, jika $\Delta H_f^\circ\, C_2H_5OH = 56$ kJ/mol
 b. reaksi penguraian HNO_3, jika $\Delta H_f^\circ\, HNO_3 = 146$ kJ/mol
 c. reaksi pembakaran sempurna C_2H_2, jika $\Delta H_c^\circ\, C_2H_2 = -1.240$ kJ/mol
 d. reaksi peleburan NaCl, jika ΔH peleburan NaCl = –106 kJ/mol
2. Tuliskan persamaan termokimia reaksi pembentukan gas SO_2, jika diketahui pada pembentukan 32 gram SO_2 (A_r S = 32, O = 16) dibebaskan kalor sebesar 76 kJ!
3. Diketahui $\Delta H_f^\circ\, C_5H_{12} = 225$ kJ/mol. Tentukan besarnya kalor yang dibutuhkan untuk membentuk 360 gram C_5H_{12}!
4. Pada pembakaran 6,72 liter gas asetilena (C_2H_2) pada keadaan standar, dibebaskan kalor sebanyak 176 kJ. Tuliskan persamaan termokimia pembakaran gas asetilena tersebut!
5. Diketahui reaksi penguraian:

 $2\ NH_3(g) \longrightarrow N_2(g) + 3\ H_2(g) \qquad \Delta H = 122$ kJ

 Tentukan besarnya kalor penguraian 3,4 gram NH_3 (Ar N = 14 dan H = 1)!

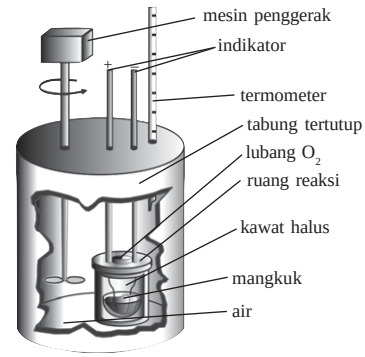
2.4 Penentuan Perubahan Entalpi (ΔH)

Untuk menentukan perubahan entalpi pada suatu reaksi kimia dapat dilakukan melalui eksperimen, biasanya digunakan alat seperti kalorimeter, hukum Hess, dan energi ikatan.

A. Kalorimetri

Kalor reaksi dapat ditentukan melalui percobaan dengan kalorimeter. Proses pengukuran kalor reaksi disebut *kalorimetri*. Data ΔH reaksi yang terdapat pada tabel-tabel umumnya ditentukan secara kalorimetri.

Kalorimetri sederhana ialah mengukur perubahan suhu dari sejumlah air atau larutan sebagai akibat dari suatu reaksi kimia dalam suatu wadah terisolasi. Kalorimeter dapat disusun seperti gambar 2.1.



Gambar 2.1 Kalorimeter
Sumber: www.yahooimage.com

Plastik merupakan bahan nonkonduktor, sehingga jumlah kalor yang diserap atau yang berpindah ke lingkungan dapat diabaikan. Jika suatu reaksi berlangsung secara eksoterm, maka kalor sepenuhnya akan diserap oleh larutan di dalam gelas. Sebaliknya, jika reaksi tergolong endoterm, maka kalor itu diserap dari larutan di dalam gelas. Jadi, kalor reaksi sama dengan jumlah kalor yang diserap atau yang dilepaskan larutan di dalam gelas. Jumlah kalor yang diserap atau dilepaskan larutan dapat ditentukan dengan mengukur perubahan suhunya (Ted Lister and Janet Renshaw, 2000). Karena energi tidak dapat diciptakan atau dimusnahkan, maka:

$$q_{reaksi} + q_{larutan} = 0$$

atau

$$q_{reaksi} = -q_{larutan}$$

$$q_{larutan} = m \cdot c \cdot \Delta t$$

dengan: q = jumlah kalor (J)
m = massa campuran (gram)
c = kalor jenis larutan (J g^{-1} K^{-1})
Δt = kenaikan suhu (K)

dan

q kalorimeter = $C\,\Delta t$

dengan C = kapasitas kalor dari kalorimeter (JK^{-1})

Contoh 2.3

Sebanyak 50 mL larutan HCl 1 M bersuhu 27 °C dicampur dengan 50 mL larutan NaOH 1 *M* bersuhu 27 °C dalam suatu kalorimeter plastik (ρ_{air} = 1 g cm^{-3}). Ternyata suhu campuran naik menjadi 35 °C. Jika kalor jenis larutan dianggap sama dengan kalor jenis air yaitu 4,18 J g^{-1} K^{-1}, tentukan besarnya perubahan entalpi (ΔH) untuk reaksi penetralan:

$HCl(aq) + NaOH(aq) \longrightarrow NaCl(aq) + H_2O(l)$

Jawab:

- Volume HCl = 50 mL = 50 cm^{-3}
- Volume NaOH = 50 mL = 50 cm^{-3}
- Bila ρ_{air} = 1 g cm^{-3}, maka massa HCl = massa jenis × volume
 = ρ × volume
 = 1 g cm^{-3} × 50 cm^{-3} = 50 gram
- Bila ρ_{air} = 1 g cm^{-3}, maka massa NaOH = massa jenis × volume
 = ρ × volume
 = 1 g cm^{-3} × 50 cm^{-3}
 = 50 gram
- Massa campuran = massa HCl + massa NaOH
 = 50 g + 50 g
 = 100 g
- Mol HCl = $M \times V$
 = 1 × 0,05
 = 0,05 mol
- Mol NaOH = $M \times V$
 = 1 × 0,05
 = 0,05 mol
- Kenaikan suhu = Δt = (35 + 273) – (27 + 273) = 8 K
- $q_{larutan}$ = $m \cdot c \cdot \Delta t$
 = 100 × 4,18 × 8 = 3.344 J
- q_{reaksi} = $-q_{larutan}$ = –3.344 J
- Persamaan reaksi:

$HCl(aq)$	+	$NaOH(aq)$	$\longrightarrow$	$NaCl(aq) + H_2O(l)$
0,05 mol		0,05 mol		0,05 mol

- q_{reaksi} tersebut untuk 0,05 mol NaCl, sedangkan ΔH penetralan untuk 1 mol NaCl, maka $\Delta H = \frac{1}{0,05} \times (-3.344\ J) = -66.880\ J = -66,88\ kJ$

- Jadi, persamaan ΔH penetralan untuk reaksi adalah:
 $HCl(aq) + NaOH(aq) \longrightarrow NaCl(aq) + H_2O(l) \quad \Delta H = -66{,}88$ kJ

Contoh 2.4

Sebanyak 7,5 gram LiOH (A_r Li = 7, O = 16, H = 1) dimasukkan ke dalam kalorimeter yang berisi 120 gram air. Setelah kristal LiOH itu larut, ternyata suhu kalorimeter beserta isinya naik dari 24 °C menjadi 35 °C. Kalor jenis larutan = 4,2 J g^{-1} K^{-1} dan kapasitas kalor kalorimeter = 12 J K^{-1}.
Tentukan besarnya entalpi pelarutan LiOH dalam air sesuai persamaan reaksi:
$LiOH(s) \longrightarrow Li^+(aq) + OH^-(aq) \quad \Delta H = ?$

Jawab:

- Massa campuran = massa LiOH + massa air
 = 7,5 + 120
 = 127,5 gram
- Kenaikan suhu = Δt
 = (35 + 273) – (24 + 273)
 = 11K
- Kalor jenis larutan = c = 4,2 J g^{-1} K^{-1}
- Kapasitas kalor kalorimeter = C = 12 J K^{-1}
- $q_{larutan} = m \cdot c \cdot \Delta t$
 = 127,5 × 4,2 × 11
 = 5.890,5 J
- $q_{kalorimeter} = C \times \Delta t$
 = 12 J × 11K
 = 132 J
- $q_{reaksi} = -(q_{larutan} + q_{kalorimeter})$
 = –(5.890,5 + 132)
 = –6.022,5 J
- q_{reaksi} tersebut untuk pelarutan 7,5 gram LiOH, sedangkan ΔH untuk pelarutan 1 mol LiOH (massa 1 mol LiOH = M_r LiOH = 24 gram/mol), maka:

$$\Delta H = \frac{24}{7{,}5} \times (-6.022{,}5)$$
$$= -19.272 \text{ J}$$
$$= -19.272 \text{ kJ}$$

- Jadi ΔH pelarutan LiOH = –19.272 kJ
- Persamaan reaksi:

$LiOH(s) \longrightarrow Li^+(aq) + OH^-(aq) \quad \Delta H = -19.272$ kJ

Latihan 2.5

1. 100 mL larutan HCl 0,1 M bersuhu mula-mula 23 °C dicampur dengan 100 mL larutan NaOH 0,1 *M* bersuhu mula-mula 23 °C. Setelah bercampur, suhu menjadi 30 °C. Jika c air = 4,2 J g^{-1} K^{-1} dan ρ_{air} = 1 g cm^{-3}, tentukan besarnya entalpi penetralan pada reaksi:
 $HCl(aq) + NaOH(aq) \longrightarrow NaCl(aq) + H_2O(l)$ ΔH = ?
2. 50 mL larutan perak nitrat ($AgNO_3$) 0,2 *M* dicampur dengan 50 mL larutan NaCl 0,2 M, masing-masing bersuhu mula-mula sama yaitu 27 °C. Setelah dicampur ke dalam kalorimeter, suhu menjadi 31 °C.
 Bila kalor jenis larutan = 4,2 J g^{-1} K^{-1}, ρ_{air} = 1 g cm^{-3}, tentukan besarnya ΔH pada reaksi:
 $AgNO_3(aq) + NaCl(aq) \longrightarrow AgCl(s) + NaNO_3(aq)$ ΔH = ?
3. Jika serbuk seng dimasukkan ke dalam 100 mL larutan $CuSO_4$, 0,2 *M* terjadi kenaikan suhu 10 °C menurut reaksi:
 $Zn(s) + Cu^{2+}(aq) \longrightarrow Zn^{2+}(aq) + Cu(s)$
 Jika kalor jenis larutan = 4,2 J g^{-1} K^{-1} dan kapasitas panas kalorimeter diabaikan, tentukan ΔH reaksi tersebut!
4. Pada pembakaran 0,786 gram belerang dalam suatu kalorimeter terjadi kenaikan suhu dari 25 °C menjadi 26 °C. Persamaan reaksi:
 $\frac{1}{8} S_8(s) + O_2(g) \longrightarrow SO_2(g)$
 Jika kapasitas kalor kalorimeter dan isinya adalah 11 kJ $°C^{-1}$, tentukan ΔH pembakaran 32 gram belerang!
5. Pada pelarutan 15,3 natrium nitrat dalam sebuah kalorimeter terjadi penurunan suhu dari 25 °C menjadi 21 °C. Jika kapasitas kalor larutan dan kalorimeter adalah 1.050 J $°C^{-1}$ tentukan ΔH pelarutan 1 mol $NaNO_3$ (A_r Na = 23, N = 14, dan O = 16), sesuai reaksi:
 $NaNO_3(s) \longrightarrow Na^+(aq) + NO_3^-(aq)$ ΔH = ?

Tugas Kelompok

Percobaan Menentukan ΔH dengan Kalorimeter

A. Alat dan Bahan
 1. kalorimeter
 2. gelas ukur 50 mL
 3. termometer
 4. pengaduk
 5. pemanas
 6. larutan $CuSO_4$ 1 M
 7. larutan NaOH 0,01 M
 8. larutan HCl 2 M
 9. serbuk Zn
 10. stopwatch

B. Penetapan Kapasitas Panas Kalorimeter
1. Masukkan 20 mL air dingin ke dalam kalorimeter, catat suhunya sebagai t_1.
2. Masukkan 20 mL air panas ± 50 °C ke dalam gelas beker, catat suhunya sebagai t_2 lalu tambahkan segera ke dalam kalorimeter yang telah berisi air dingin. Aduk dan ukur suhu campuran selama 10 menit dengan selang waktu 1 menit setelah pencampuran.
3. Buat kurva pengamatan suhu terhadap waktu pengamatan untuk menentukan penurunan suhu air panas dan kenaikan suhu air dingin setelah pencampuran.
4. Hitung tetapan/kapasitas panas kalorimeter.

Catatan:
- Massa jenis air dianggap konstan = 1 g cm^{-3}
- Kalor jenis air dianggap konstan = 4,2 J g^{-1} °K^{-1}

C. Penentuan Kalor Reaksi $Zn(s) + CuSO_4(aq)$
1. Masukkan 40 cm^3 larutan $CuSO_4$ 1 *M* ke dalam kalorimeter, catat suhunya.
2. Timbang dengan teliti 3 – 3,1 gram serbuk seng (Zn).
3. Masukkan serbuk seng (Zn) ke dalam kalorimeter yang telah berisi larutan $CuSO_4$ 1 *M*, lalu catat suhunya selama 10 menit dengan selang waktu 1 menit setelah pencampuran.
4. Buat kurva pengamatan suhu terhadap waktu pengamatan.
5. Tentukan panas reaksinya!

Catatan:
- Massa jenis larutan = 1,14 g cm^{-3}
- Kalor jenis larutan = 3,52 J g^{-1} °K^{-1}

D. Penentuan Kalor Reaksi Netralisasi Larutan Asam – Basa
1. Masukkan 20 cm^3 larutan HCl 2 *M* ke dalam kalorimeter, catat suhunya.
2. Ambil 20 cm^3 larutan NaOH 0,01 *M*.
3. Masukkan larutan NaOH tersebut ke dalam kalorimeter yang telah berisi larutan HCl 2 *M*. Catat suhunya selama 5 menit dengan selang waktu 0,5 menit setelah pencampuran.
4. Buat kurva untuk menentukan perubahan suhu larutan
5. Hitung kalor reaksinya.

Catatan:
- Massa jenis larutan = 1,03 g cm^{-3}
- Kalor jenis larutan = 3,96 J g^{-1} K^{-1}

B. Hukum Hess

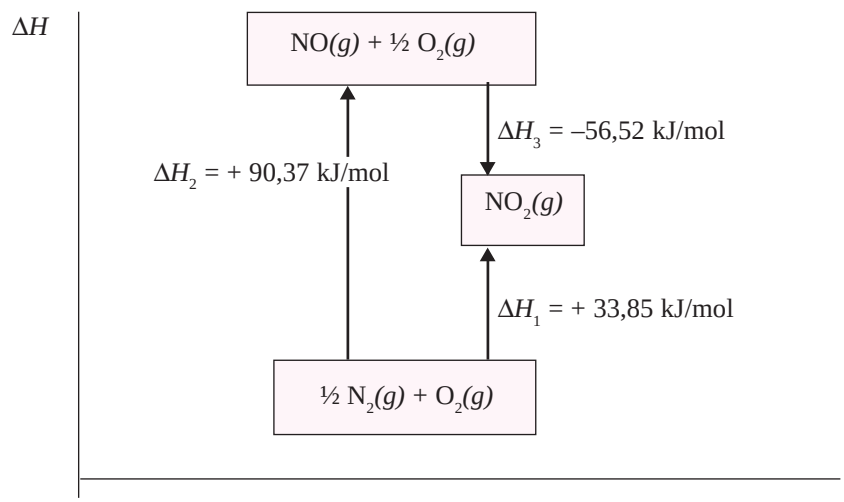
1. Berdasarkan Entalpi (ΔH) dari Beberapa Reaksi yang Berhubungan

Pada tahun 1848, **Germain Hess** dari Jerman melalui berbagai eksperimen mengemukakan bahwa *setiap reaksi memiliki H yang tetap dan tidak tergantung pada jalan reaksi atau jumlah tahap reaksi* (Gillespie dkk). Contoh:

$\frac{1}{2}\ N_2(g) + O_2(g)$	$\longrightarrow\ NO_2(g)$	$\Delta H_1 = x$ kJ = + 33,85 kJ/mol	• 1 tahap
$\frac{1}{2}\ N_2(g) + \frac{1}{2}\ O_2(g)$	$\longrightarrow\ NO(g)$	$\Delta H_2 = y$ kJ = + 90,37 kJ/mol	• 2 tahap
$NO(g) + \frac{1}{2}\ O_2(g)$	$\longrightarrow\ NO_2(g)$	$\Delta H_3 = z$ kJ = – 56,52 kJ/mol	
——————————————— +			
$\frac{1}{2}\ N_2(g) + O_2(g)$	$\longrightarrow\ NO_2(g)$	$\Delta H_1 = \Delta H_2 + \Delta H_3$	$x = y + z$

Menurut Hukum Hess:

$$\Delta H_1 = \Delta H_2 + \Delta H_3 \quad \text{atau} \quad x = y + z$$



Gambar 2. 2 Perubahan dari $N_2(g)$ dan $O_2(g)$ menjadi $NO(g)$ disertai dengan perubahan entalpi (ΔH_1) sebesar +33,85 kJ/mol, meskipun reaksi ditetapkan dalam satu tahap atau dua tahap, $\Delta H_1 = \Delta H_2 + \Delta H_3$.

Hukum Hess digunakan untuk menghitung H suatu reaksi berdasarkan H dari beberapa reaksi yang sudah diketahui.

Contoh 2.4

Diketahui reaksi:

$S(s) + O_2(g) \longrightarrow SO_2(g)$ $\quad \Delta H = -300$ kJ (reaksi 1)

$2\,SO_2(g) + O_2(g) \longrightarrow 2\,SO_3(g)$ $\quad \Delta H = -190$ kJ (reaksi 2)

Hitunglah ΔH pada reaksi $2\,S(s) + 3\,O_2(g) \longrightarrow 2\,SO_3(g)$.

Jawab:

- Menyesuaikan reaksi (1) dan (2) dengan pertanyaan.
- Lihatlah reaksi $2\,S(s) + 3\,O_2(g) \longrightarrow 2\,SO_3(g)$.
- Pada reaksi (1), S di sebelah kiri panah berjumlah 1 mol (koefisien 1), berarti reaksi (1) dikalikan 2 untuk menyesuaikan soal.
- Reaksi $S(s) + O_2(g) \longrightarrow SO_2(g)$ $\quad \Delta H = -300$ kJ dikalikan 2.
- Pada reaksi (2), SO_3 yang berada di sebelah kanan panah berjumlah 2 mol (koefisien 2) sudah sesuai.
- Reaksi (1) menjadi $2\,S(s) + 2\,O_2(g) \longrightarrow 2\,SO_2(g)$ $\quad \Delta H = -600$ kJ
- Reaksi (2) tetap $2\,SO_2(g) + O_2(g) \longrightarrow 2\,SO_3(g)$ $\quad \Delta H = -190$ kJ
- Jadi, reaksi $2\,S(s) + 3\,O_2(g) \longrightarrow 2\,SO_3(g)$ $\quad \Delta H = -790$ kJ

Contoh 2.5

Diketahui reaksi:

$C(s) + O_2(g) \longrightarrow CO_2(g)$ $\quad \Delta H = -94$ kJ (reaksi 1)

$2\,H_2(g) + O_2(g) \longrightarrow 2\,H_2O(g)$ $\quad \Delta H = -136$ kJ (reaksi 2)

$3\,C(s) + 4\,H_2(g) \longrightarrow C_3H_8(g)$ $\quad \Delta H = -24$ kJ (reaksi 3)

Tentukan ΔH pada reaksi $C_3H_8(g) + 5\,O_2(g) \longrightarrow 3\,CO_2(g) + 4\,H_2O(g)$!

Jawab:

- Menyesuaikan masing-masing reaksi (1), (2), dan (3) dengan pertanyaan.
- Lihatlah $C_3H_8(g) + 5\,O_2(g) \longrightarrow 3\,CO_2(g) + 4\,H_2O(g)$!
- Reaksi (1) dikalikan 3 (agar CO_2 menjadi $3\,CO_2$)
- Reaksi (2) dikalikan 2 (agar $2\,H_2O$ menjadi $4\,H_2O$)
- Reaksi (3) dibalik, maka tanda H menjadi + (agar C_3H_8 menjadi di sebelah kiri)
- Jadi,

$3\,C(s) + 3\,O_2(g) \longrightarrow 3\,CO_2(g)$ $\quad \Delta H = -282$ kJ

$4\,H_2(g) + 2\,O_2(g) \longrightarrow 4\,H_2O(g)$ $\quad \Delta H = -272$ kJ

$C_3H_8(g) \longrightarrow 3\,C(s) + 4\,H_2(g)$ $\quad \Delta H = 24$ kJ

$C_3H_8(g) + 5\,O_2(g) \longrightarrow 3\,CO_2(g) + 4\,H_2O(g)$ $\quad \Delta H = -530$ kJ +

Latihan 2.6

1. Diketahui reaksi:

$C_6H_{12}O_6(aq) + 6\,O_2(g) \longrightarrow 6\,CO_2(g) + 6\,H_2O(g)$ $\quad \Delta H = -2.820$ kJ

$C_2H_5OH(aq) + 3\,O_2(g) \longrightarrow 2\,CO_2(g) + 3\,H_2O(l)$ $\quad \Delta H = -1.380$ kJ

Tentukan ΔH pada reaksi $C_6H_{12}O_6(aq) \longrightarrow 2\,C_2H_5OH(aq) + 2\,CO_2(g)$

2. Diketahui reaksi:

$N_2 + 3\ H_2 \longrightarrow 2\ NH_3$ $\quad \Delta H = -90$ kJ

$4\ NH_3 + 5\ O_2 \longrightarrow 4\ NO + 6\ H_2O$ $\quad \Delta H = -1.140$ kJ

$2\ H_2 + O_2 \longrightarrow 2\ H_2O$ $\quad \Delta H = -560$ kJ

Tentukan ΔH pada reaksi $N_2 + O_2 \longrightarrow 2\ NO$!

3. Diketahui:

$N_2 + 2\ O_2 \longrightarrow 2\ NO_2$ $\quad \Delta H = 63$ kJ

$2\ NO + O_2 \longrightarrow 2\ NO_2$ $\quad \Delta H = -117$ kJ

Tentukan ΔH pada pembentukan NO!

2. Berdasarkan Tabel Entalpi Pembentukan ($\Delta H_f°$)

Kalor suatu reaksi juga dapat ditentukan dari data entalpi pembentukan ($\Delta H_f°$) zat-zat pereaksi dan zat-zat hasil reaksi.

$$\Delta H_{reaksi} = \sum \Delta H_f°_{produk} - \sum \Delta H_f°_{reaktan}$$

Misalnya:

$m\ AB + n\ CD \longrightarrow p\ AD + q\ CB$ $\quad \Delta H = ?$

$\Delta H_{reaksi} = (p \cdot \Delta H_f°\ AD + q \cdot \Delta H_f°\ CB) - (m \cdot \Delta H_f°\ AB + n \cdot \Delta H_f°\ CD)$

Contoh 2.6

Diketahui:

$\Delta H_f°\ CH_4O(l) = -238{,}6$ kJ/mol

$\Delta H_f°\ CO_2(g) = -393{,}5$ kJ/mol

$\Delta H_f°\ H_2O(l) = -286$ kJ/mol

a. Tentukan ΔH reaksi pembakaran CH_4O sesuai reaksi:

$CH_4O(l) + 2\ O_2(g) \longrightarrow CO_2(g) + 2\ H_2O(l)$

b. Tentukan jumlah kalor yang dibebaskan pada pembakaran 8 gram metanol (CH_4O) (A_r C = 12, O = 16, dan H = 1)!

Jawab:

a. Reaksi $CH_4O(l) + 2\ O_2(g) \longrightarrow CO_2(g) + 2\ H_2O(l)$

$\Delta H_{reaksi} = \sum \Delta H_f°_{produk} - \sum \Delta H_f°_{reaktan}$

$\Delta H_{reaksi} = (\Delta H_f°\ CO_2 + 2\ \Delta H_f°\ H_2O) - (\Delta H_f°\ CH_4O + 2\ \Delta H_f°\ O_2)$

$\Delta H_{reaksi} = (-393{,}5 + 2 \times (-286)) - (-238{,}6 + 2 \times 0)$

$= -726{,}9$ kJ/mol

b. Mol CH_4O = $\frac{8}{32}$ = 0,25 mol

kalor yang dibebaskan pada pembakaran 8 gram metanol = 0,25 × (–726,9)
= –181,725 kJ

Tabel 2.1 Pembentukan Standar dari Beberapa Zat pada Temperatur 25 °C dan Tekanan 1 atm

Zat	$\Delta H_f°$ (kJ/mol)	Zat	$\Delta H_f°$ (kJ/mol)
$SO_2(g)$	–297	$C(s)$	0
$SO_3(g)$	–396	$H_2(g)$	0
$NH_3(g)$	–46	$O_2(g)$	0
$NaCl(s)$	–413	$N_2(g)$	0
$NaOH(s)$	–426,8	$CCl_4(l)$	–134
$MgCl_2(s)$	–641	$CO(g)$	–110
$NO(g)$	+90,4	$CO_2(g)$	–394
$NO_2(g)$	+34	$CO_2(aq)$	–413,8
$N_2O(g)$	+81,5	$H_2CO_3(aq)$	–699,65
$H_2O(l)$	–286	$C_2H_2(g)$	+ 227
$H_2O(g)$	–242	$C_2H_4(g)$	+ 51,9
$HI(g)$	+26	$C_3H_8(g)$	–104
$HCl(g)$	–92,5	$CH_3OH(l)$	–238
$HCl(aq)$	–167,2	$C_2H_5OH(l)$	–278

(Sumber: *General Chemistry, Principles and Structure*, James E. Brady, 1990)

Latihan 2.7

1. Diketahui:
 $\Delta H_f° CO_2(g)$ = –394 kJ/mol
 $\Delta H_f° H_2O(l)$ = –286 kJ/mol
 $\Delta H_f° C_3H_8$ = –104 kJ/mol
 Tentukan jumlah kalor yang dibebaskan pada pembakaran 1 gram C_3H_8 (M_r = 44) sesuai persamaan reaksi:
 $C_3H_8 + O_2 \longrightarrow CO_2 + H_2O$ (belum setara)
2. Diketahui entalpi pembentukan C_2H_5OH, CO_2, dan H_2O masing-masing berturut-turut adalah –266 kJ/mol, –394 kJ/mol, dan –286 kJ/mol. Tentukan besarnya entalpi reaksi pada pembakaran sempurna etanol menurut reaksi:
 $C_2H_5OH + 3\ O_2 \longrightarrow 2\ CO_2 + 3\ H_2O$
3. Diketahui $\Delta H_f^o\ C_2H_2$ = –a kJ/mol, $\Delta H_f^o\ CO_2(g)$ = –b kJ/mol, $\Delta H_f° H_2O(l)$ = –c kJ/mol. Tentukan besarnya entalpi pembakaran sempurna 52 gram C_2H_2 (A_r C = 12 dan H = 1) sesuai persamaan reaksi:
 $C_2H_2 + O_2 \longrightarrow CO_2 + H_2O$ (belum setara)

3. Energi Ikatan

Reaksi kimia merupakan proses pemutusan dan pembentukan ikatan. Proses ini selalu disertai perubahan energi. Energi yang dibutuhkan untuk memutuskan 1 mol ikatan kimia dalam suatu molekul gas menjadi atom-atomnya dalam fase gas disebut *energi ikatan* atau *energi disosiasi* (D). Untuk molekul kompleks, energi yang dibutuhkan untuk memecah molekul itu sehingga membentuk atom-atom bebas disebut *energi atomisasi*. Harga energi atomisasi ini merupakan jumlah energi ikatan atom-atom dalam molekul tersebut. Untuk molekul kovalen yang terdiri dari dua atom, seperti H_2, O_2, N_2, atau HI yang mempunyai satu ikatan, maka energi atomisasi sama dengan energi ikatan. Energi yang diperlukan untuk reaksi pemutusan ikatan telah diukur. Contoh untuk molekul diatom dicantumkan pada tabel 2.2. Misalnya, energi untuk memutuskan 1 mol ikatan H – H dalam suatu molekul gas H_2 menjadi atom-atom H adalah 436 kJ mol^{-1}.

$H_2(g) \longrightarrow 2\ H \qquad D_{H-H} = 436\ kJ\ mol^{-1}$.

Energi dibutuhkan untuk memutuskan molekul CH_4 menjadi sebuah atom C dan 4 atom H:

$CH_4(g) \longrightarrow C(g) + 4\ H(g)$

Besarnya perubahan entalpi reaksi tersebut dapat dihitung dengan entalpi pembentukan standar sebagai berikut:

$$\begin{aligned}\Delta H &= \Delta H_f^\circ\ (C, atomik) + 4\ \Delta H_f^\circ\ (H, atomik) - \Delta H_f^\circ\ (CH_4(g)) \\ &= (716{,}7\ kJ\ mol^{-1}) + (218,\ kJ\ mol^{-1}) - (-74{,}5\ kJ\ mol^{-1}) \\ &= 1.663{,}2\ kJ\ mol^{-1}\end{aligned}$$

Saat perubahan entalpi tersebut setara untuk memutuskan 4 ikatan ($^-$H) maka besarnya energi ikatan rata-rata C – H adalah 415,8 kJ mol^{-1}, selanjutnya kita sebut energi ini sebagai *energi ikatan rata-rata* karena empat ikatan C – H dalam CH_4 putus dalam waktu yang sama.

Contoh 2.7

Diketahui: ΔH_f° C*(g, atomik)* = 716,7 kJ mol^{-1}
ΔH_f° H*(g, atomik)* = 218 kJ mol^{-1}
ΔH_f° $C_2H_6(g)$ = –84,7 kJ mol^{-1}
energi ikatan C–H = 415,8 kJ mol^{-1}

Tentukan besarnya energi ikatan C – C pada C_2H_6!

$C_2H_6(g) \longrightarrow 2\ C(g, atomik)$.

Jawab:

ΔH = 2 $\Delta H_f°$ C + 6 $\Delta H_f°$ C – $\Delta H_f°$ C_2H_6
= 2 (716,7) + 6 (218) – (–84,7)
= 2.826,1 kJ

Pada C_2H_6
E_{Ikatan} C – C + 6 E_{Ikatan} C – H = ΔH
E_{Ikatan} C – C + 6 (415,8) = 2.826,1
E_{Ikatan} C – C = 331,3 kJ/mol

Tabel 2.2 Energi Disosiasi/Ikatan (D) Molekul Diatom dalam kJ/mol pada 25 °C

Molekul	Energi Disosiasi (kJ mol^{-1})
H – H(*g*)	436,0
N ≡ N(*g*)	945,3
O – O(*g*)	498,3
F – F(*g*)	157
Cl – Cl(*g*)	242,6
Br – Br(*g*)	193,9
I – I(*g*)	152,6
H – F(*g*)	567,6
H – Cl(*g*)	431,6
H – Br(*g*)	366,3
H – I(*g*)	298,3
Cl – F(*g*)	254,3
Cl – Br(*g*)	218,6
Cl – I(*g*)	210,3

Sumber: *General Chemistry, Principles and Structure*, James E. Brady, 1990)

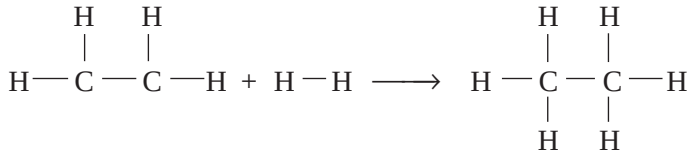
Energi atomisasi suatu senyawa dapat ditentukan dengan menggunakan entalpi pembentukan senyawa tersebut. Secara matematis, hal tersebut dapat dijabarkan dengan persamaan:

ΔH_{reaksi} = $\sum$ energi pemutusan ikatan – $\sum$ energi pembentukan ikatan
ΔH_{reaksi} = $\sum$ energi ikatan di kiri – $\sum$ energi ikatan di kanan

Contoh 2.8

Diketahui energi ikatan:
C – H = 415 kJ/mol
C = C = 607 kJ/mol
C – C = 348 kJ/mol
H – H = 436 kJ/mol
Ditanya:
ΔH_{reaksi} pada reaksi $C_2H_4(g) + H_2(g) \longrightarrow C_2H_6(g)$

Jawab:



ΔH_{reaksi} = $\sum$ energi pemutusan ikatan – $\sum$ energi pembentukan ikatan
= {4 (C – H) + (C = C) + (H – H)} – {6 (C – H) + (C – C)}
= {(C = C) + (H – H)} – {2 (C – H) + (C – C)}
= (607 + 436) – (2 × 415 + 348)
= 1.043 – 1.178
= –135 kJ

Jadi, $C_2H_4(g) + H_2(g) \longrightarrow C_2H_6(g)$ ΔH = –135 kJ

Energi ikatan rata-rata adalah energi rata-rata per ikatan yang diperlukan untuk menguraikan 1 mol molekul menjadi atom-atom penyusunnya.

Contoh 2.9

Diketahui: $\Delta H_f°$ F_2O = 257 kJ mol^{-1}
energi ikatan gas fluorin = 157 kJ mol^{-1}
energi ikatan gas oksigen = 498 kJ mol^{-1}

Tentukan besarnya energi ikatan rata-rata F–O!

$F_2O(g) \longrightarrow 2\,F(g) + \frac{1}{2}\,O_2(g)$

Jawab

$F_2(g) + \frac{1}{2}\,O_2(g) \longrightarrow F_2O(g)$ ΔH = 257 kJ mol^{-1}
$F_2(g) \longrightarrow 2\,F(g)$ ΔH = 157 kJ mol^{-1}
$O_2(g) \longrightarrow 2\,O(g)$ ΔH = 498 kJ mol^{-1}

$F_2O(g) \longrightarrow F_2(g) + \frac{1}{2}\,O_2(g)$ ΔH = –257 kJ mol^{-1}
$F_2(g) \longrightarrow 2\,F(g)$ ΔH = 157 kJ mol^{-1}
$\frac{1}{2}\,O_2(g) \longrightarrow O(g)$ $\Delta H = \frac{249}{2}$ kJ mol^{-1}
= 74,5 kJ mol^{-1}

Tabel 2.3 Energi Ikatan Rata-rata

Ikatan	Energi Ikatan Rata-rata (kJ mol^{-1})	Ikatan	Energi Ikatan Rata-rata(kJ mol^{-1})
C – C	348	C – Br	276
C = C	607	C – I	238
C ≡ C	833	H – H	436
C – H	415	H – F	563
C – N	292	H – Cl	432
C = N	619	H – Br	366
C ≡ N	879	H – I	299
C – O	356	H – N	391
C = O	724	H – O	463
C – F	484	H – S	338
C – Cl	338	H – Si	376

(Sumber: *General Chemistry, Principles and Structure*, James E. Brady, 1990)

Kimia di Sekitar Kita

Energi Kimia dan Bahan Peledak



Gambar 2.3 Ledakan dengan TNT untuk meruntuhkan gedung bertingkat. Sumber: General Chemistry, Principles & Structure, James E. Brady, 1990

Ikatan kovalen rangkap tiga N ≡ N pada molekul N_2 memiliki energi ikatan yang sangat besar. Oleh karena itu banyak reaksi kimia yang melibatkan pembentukan molekul N_2 bersifat sangat eksotermik. Sebagai contoh adalah reaksi peledakan. Bahan peledak pada umumnya terbuat dari senyawa nitrogen. Pada saat peledakan dihasilkan energi kalor yang sangat besar (sangat eksoterm), dan pelepasan gas produk reaksi dalam volume yang sangat besar. Daya rusak dari peledakan diakibatkan oleh gelombang udara yang bergerak sangat cepat (100 m/detik sampai 6 km/detik), akibat peningkatan volume gas produk reaksi yang sangat besar dan atau akibat pemuaian udara oleh karena pelepasan energi kalor yang besar dalam waktu singkat.

Bahan peledak yang dibuat pertama kali adalah bubuk mesiu yang mengandung 75% KNO_3, 12% S, dan 13% C. Setelah itu muncul amonium nitrat (NH_4NO_3) dengan kekuatan peledakan yang lebih tinggi. Hal ini dikarenakan peledakan NH_4NO_3 menghasilkan O_2, yang selanjutnya mengoksidasi (membakar) zat-zat lain, sehingga menaikkan jumlah energi kalor yang dilepaskan.

$$2\ NH_4NO_3(s) \longrightarrow 2\ N_2(g) + O_2(g) + 4\ H_2O(g)$$

Oleh karena dapat menyuplai O_2 yang cukup, NH_4NO_3 juga digunakan sebagai bahan campuran untuk bahan peledak dengan daya rusak tinggi, seperti TNT (trinitrotoluena, $C_7H_5O_6N_3$) dan dinamit (nitrogliserin, $C_3H_5O_9N_3$).

(Sumber: *Chemistry*, Gillespie, Humphreys, Bair, Robinson, Allyn & Bacon Inc.)

Latihan 2.8

1. Diketahui energi ikatan:
 Cl – Cl = 243 kJ/mol C – H = 415 kJ/mol
 C – Cl = 338 kJ/mol H – Cl = 432 kJ/mol
 Hitunglah ΔH reaksi $CH_4 + 4\ Cl_2 \longrightarrow CCl_4 + 4\ HCl$!
2. Diketahui data energi ikatan:
 C – C = 348 kJ/mol O = O = 500 kJ/mol
 C – H = 415 kJ/mol C = O = 724 kJ/mol
 O – H = 463 kJ/mol
 Tentukan ΔH pada reaksi pembakaran 1 mol propana (C_3H_8)!
3. Entalpi pembentukan NH_3 adalah –46 kJ/mol. Jika energi ikatan H – H dan N – H masing-masing adalah 436 dan 391 kJ/mol, hitunglah energi ikatan N = N!
4. Diketahui energi ikatan H – F, H – H, dan F – F berturut-turut adalah 563, 436, dan 160 kJ/mol. Hitunglah kalor yang diperlukan untuk menguraikan 10 gram HF menjadi unsur-unsurnya (A_r H = 1, dan F = 19)!
5. Diketahui energi ikatan:
 C – H = 415 kJ/mol Cl – Cl = 243 kJ/mol
 C – C = 348 kJ/mol C – Cl = 338 kJ/mol
 H – Cl = 432 kJ/mol
 Tentukan ΔH reaksi $C_2H_6 + Cl_2 \longrightarrow C_2H_5Cl + HCl$!
6. Diketahui reaksi:
 $C(s) + O_2(g) \longrightarrow CO_2(g)$ ΔH = –393,5 kJ/mol
 $C(s) \longrightarrow C(g)$ ΔH = 715 kJ/mol
 $O_2(g) \longrightarrow 2\ O(g)$ ΔH = 495 kJ/mol
 Tentukan energi ikatan rata-rata C = O dalam CO_2!
7. Diketahui entalpi pembentukan H_2O = –242 kJ/mol, energi ikatan H – H = 436 kJ/mol, dan energi ikatan O = O adalah 495 kJ/mol. Tentukan besarnya energi ikatan rata-rata O – H dalam H_2O!
8. Diketahui entalpi pembentukan gas Cl_2O = 75 kJ/mol, energi ikatan gas klorin = 242 kJ/mol, dan energi ikatan gas oksigen = 495 kJ/mol. Hitunglah besarnya energi ikatan rata-rata Cl – O!

Kimia di Sekitar Kita

Ikatan pada Bahan Bakar dan Makanan

Pada umumnya bahan bakar untuk mesin-mesin adalah hidrokarbon dan batu bara. Bahan bakar untuk makhluk hidup adalah lemak dan karbohidrat. Dua macam bahan bakar itu tersusun dari molekul-molekul organik yang besar dengan ikatan-ikatan C – C dan C – H. Ketika bahan bakar bereaksi dengan O_2 (terbakar), maka ikatan-ikatan pada bahan bakar tersebut akan putus dan atom-atom C, H, dan O membentuk ikatan C – O dan O – H pada produk CO_2 dan H_2O.

Ketika terbakar, bahan bakar membebaskan energi. Kita tahu bahwa total kekuatan ikatan-ikatan pada produk lebih besar daripada total kekuatan ikatan-ikatan pada bahan bakar dan O_2. Bahan bakar dengan ikatan yang lebih lemah (kurang stabil, energi tinggi), menghasilkan energi lebih besar daripada bahan bakar yang ikatannya lebih kuat. Tabel 2.4 menunjukkan bahwa untuk beberapa bahan organik, jika jumlah ikatan C – C dan C – H berkurang dan atau jumlah ikatan C – O dan O – H bertambah dan bila sedikit energi dibebaskan dari pembakaran, maka ΔH bertanda negatif (eksoterm). Dengan kata lain, jika ikatan-ikatan O pada bahan bakar lebih sedikit, maka makin banyak energi yang dibebaskan saat dibakar.



Gambar 2.4. Makanan yang mengandung lemak dan karbohidrat.
Sumber : Clip Art

Tabel 2.4 ΔH_c (Entalpi Pembakaran) Beberapa Lemak dan Karbohidrat

Zat	ΔH_c (kJ/g)
Lemak	
• Minyak sayur	37,0
• Margarin	30,1
• Mentega	30,0
Karbohidrat	
• Sukrosa	16,2
• Beras merah	14,9
• Sirup maple	10,4

Lemak dan karbohidrat merupakan bahan-bahan organik yang berfungsi sebagai sumber makanan yang menyediakan energi yang tinggi. Lemak terdiri dari rantai atom-atom karbon (C – C) yang sangat besar mengikat atom-atom hidrogen (C – H). Karbohidrat memiliki ikatan-ikatan C – O dan O – H. Kedua jenis makanan ini dimetabolisme di dalam tubuh menjadi CO_2 dan H_2O.

Sumber: Chemistry, The Molecular Nature of Matter and Change Martin S. Silberberg, 2000.

2.5 Kalor Pembakaran Bahan Bakar

Reaksi kimia yang umum digunakan untuk menghasilkan energi adalah *reaksi pembakaran*, yaitu reaksi yang cepat antara bahan bakar dengan oksigen yang disertai terjadinya api. Bahan bakar utama dewasa ini adalah *bahan bakar fosil*, yaitu gas alam, minyak bumi, dan batu bara. Bahan bakar fosil itu memerlukan waktu ribuan sampai jutaan tahun.

Bahan bakar fosil terutama terdiri dari *senyawa hidrokarbon*, yaitu senyawa yang hanya terdiri dari unsur karbon dan hidrogen. Gas alam terdiri dari alkana suku rendah, terutama metana, dan sedikit etana, propana, dan butana. Seluruh senyawa itu merupakan gas yang tidak berbau. Oleh karena itu ke dalam gas alam ditambahkan suatu zat yang berbau tidak sedap, yaitu *merkaptan*, sehingga dapat diketahui jika ada kebocoran. Gas alam dari beberapa sumber mengandung H_2S, suatu kontaminan yang harus disingkirkan sebelum gas digunakan sebagai bahan bakar karena dapat mencemari udara. Beberapa sumur gas juga mengandung helium.

Minyak bumi adalah cairan yang mengandung ratusan macam senyawa, terutama alkana, dari metana hingga yang memiliki karbon mencapai lima puluhan. Dari minyak bumi diperoleh bahan bakar LPG (*liquid petroleum gas*), bensin, minyak tanah, kerosin, solar, dan lain-lain. Pemisahan komponen minyak bumi dilakukan dengan distilasi bertingkat. Adapun *batu bara* adalah bahan bakar padat yang terutama terdiri atas hidrokarbon suku tinggi. Batu bara dan minyak bumi juga mengandung senyawa dari oksigen, nitrogen, dan belerang. Pembakaran batu bara menyebabkan polusi yang tinggi karena menghasilkan SO_2.

Bahan bakar fosil, terutama minyak bumi, telah digunakan dengan laju yang lebih cepat daripada proses pembentukannya. Oleh karena itu dalam waktu yang tidak lama lagi akan segera habis. Untuk menghemat penggunaan minyak bumi dan untuk mempersiapkan bahan bakar pengganti, telah dikembangkan berbagai bahan bakar, misalnya gas sintetis (sin-gas) dan hidrogen.

Gas sintetis diperoleh dari gasifikasi batu bara. Batu bara sebenarnya merupakan bahan bakar fosil yang sangat melimpah, yaitu sekitar 90% dari cadangan bahan bakar fosil. Akan tetapi, penggunaan batu bara menimbulkan berbagai masalah, antara lain menimbulkan polusi udara yang lebih hebat daripada bahan bakar apapun. Di samping itu juga ada keterbatasan penggunaannya karena bentuknya yang padat. Oleh karena itu, para ahli berusaha mengubahnya menjadi gas, sehingga penggunaannya lebih luwes dan bersih.

Gasifikasi batu bara dilakukan dengan mereaksikan batu bara panas dengan uap air panas. Hasil proses itu berupa campuran gas CO_2, H_2, dan CH_4.

$$\text{Batu bara}(s) \xrightarrow{\Delta} \text{Batu bara mudah menguap}(g) \xrightarrow{\Delta} CH_4(g) + C(s)$$

Arang ini bereaksi dengan uap pada proses endoterm reaksi gas-air (juga dikenal sebagai *reaksi karbon-uap*) untuk membentuk bahan bakar campuran CO dan H_2 yang disebut sin-gas.

$$C(s) + H_2O(g) \longrightarrow CO(g) + H_2(g) \qquad \Delta H = 131 \text{ kJ}$$

Bagaimanapun, sin-gas memiliki nilai bahan bakar yang lebih rendah daripada metana. Sebagai contoh, campuran terdiri dari 0,5 mol CO dan 0,5 mol H_2 (1 mol sin-gas) membebaskan energi sebesar sepertiga dari energi dari 1 mol metana. (ΔH_c = –802 kJ/mol).

$$\tfrac{1}{2}\ H_2(g) + \tfrac{1}{4}\ O_2(g) \longrightarrow \tfrac{1}{2}\ H_2O(g) \qquad \Delta H = -121\ kJ$$
$$\tfrac{1}{2}\ CO(g) + \tfrac{1}{4}\ O_2(g) \longrightarrow \tfrac{1}{2}\ CO_2(g) \qquad \Delta H = -142\ kJ$$
$$\tfrac{1}{2}\ H_2(g) + \tfrac{1}{2}\ CO(g) + \tfrac{1}{2}\ O_2(g) \longrightarrow \tfrac{1}{2}\ H_2O(g) + \tfrac{1}{2}\ CO_2(g) \qquad \Delta H = -263\ kJ$$

Untuk menaikkan nilai bahan bakar sin-gas, sin-gas dapat diubah menjadi bahan bakar lain, misalnya sebagai metana. Pada reaksi perubahan CO (juga disebut sebagai *perubahan gas–air*), sebagian CO bereaksi dengan uap berlebih untuk membentuk CO_2 dan H_2O.

$$CO(g) + H_2O(g) \longrightarrow CO_2(g) + H_2(g) \qquad \Delta H = -41\ kJ$$

CO_2 menguap dan H_2 memperkaya campuran reaksi untuk membentuk metana dan uap air.

$$CO(g) + 3\ H_2(g) \longrightarrow CH_4(g) + H_2O(g) \qquad \Delta H = -206\ kJ$$

Pengeringan campuran produk menghasilkan gas alam sintetik (SNG/*sintetic natural gas*). Dengan demikian, melalui proses tiga langkah reaksi maka batu bara dapat diubah menjadi metana.

Bahan bakar sintetis lainnya yang juga banyak dipertimbangkan adalah hidrogen. Hidrogen cair bersama-sama dengan oksigen cair telah digunakan pada pesawat ulang-alik sebagai bahan bakar roket pendorongnya. Pembakaran hidrogen sama sekali tidak memberi dampak negatif pada lingkungan karena hasil pembakarannya adalah air. Hidrogen dibuat dari penguraian air dengan listrik:

$$2\ H_2O(l) \longrightarrow 2\ H_2(g) + O_2(g) \qquad \Delta H = -286\ kJ$$

Walaupun biaya penguraian air dengan listrik relatif mahal, namun jika metode masa depan untuk membangkitkan listrik membuktikan ternyata ekonomis, maka laut menyediakan sumber bahan material yang tidak akan habis-habisnya.

Apabila energi yang digunakan untuk menguraikan air tersebut berasal dari bahan bakar fosil, maka hidrogen bukanlah bahan bakar yang komersial. Tetapi saat ini sedang dikembangkan penggunaan energi nuklir atau energi surya. Jika hal itu berhasil, maka dunia tak perlu khawatir lagi akan kekurangan energi.

Matahari adalah sumber energi terbesar bumi, tetapi teknologi penggunaan energi surya sebelumnya belumlah komersial. Salah satu kemungkinan penggunaan energi surya adalah menggunakan tanaman yang dapat tumbuh dengan cepat. Energinya kemudian diperoleh dengan membakar tumbuhan itu.

Dewasa ini penggunaan energi surya yang cukup komersial adalah untuk pemanas air rumah tangga (*solar water heater*). Nilai kalor dari berbagai jenis bahan bakar seperti tercantum pada tabel 2.5.

Tabel 2.5 Nilai Kalor dari Berbagai Jenis Bahan Bakar

Jenis Bahan Bakar	Komposisi (%)			Nilai Kalor (kJ g^{-1})
	C	H	O	
Gas alam	70	23	0	49
Batu bara (Antrasit)	82	1	2	31
Batu bara (Bituminos)	77	5	7	32
Minyak mentah	85	12	0	45
Bensin	85	15	0	48
Arang	100	0	0	34
Kayu	50	6	44	18
Hidrogen	0	100	0	142

Pembakaran bahan bakar dalam mesin kendaraan atau industri tidak terbakar sempurna. Pada pembakaran sempurna senyawa hidrokarbon (bahan bakar fosil) membentuk karbon dioksida dan uap air. Sedangkan pembakaran tak sempurna membentuk karbon monoksida dan uap air.

Sumber: Chemistry, *The Molecular Nature of Matter and Change*, Martin S. Silberberg, 2000.

Contoh:

Pembakaran sempurna isooktana:

$$C_8H_{18}(l) + \frac{25}{2}\ O_2(g) \longrightarrow 8\ CO_2(g) + 9\ H_2O(l) \quad \Delta H = -5.460\ kJ$$

Pembakaran tak sempurna isooktana:

$$C_8H_{18}(l) + \frac{17}{2}\ O_2(g) \longrightarrow 8\ CO(g) + 9\ H_2O(l) \quad \Delta H = -2.924{,}4\ kJ$$

Pembakaran tak sempurna menghasilkan kalor lebih sedikit dibandingkan pembakaran sempurna. Jadi, pembakaran tak sempurna mengurangi efisiensi bahan bakar. Kerugian lain pembakaran tak sempurna adalah dihasilkannya gas karbon monoksida (CO) yang beracun sehingga mencemari udara.

Latihan 2.9

1. Sebutkan bahan bakar utama dewasa ini yang Anda ketahui!
2. Sebutkan zat-zat yang terdapat dalam gas alam!
3. Sebutkan zat polutan yang dihasilkan dari pembakaran gas alam!
4. Sebutkan zat-zat yang terdapat dalam batu bara!
5. Sebutkan zat polutan dari pembakaran batu bara!
6. Sebutkan bahan bakar alternatif untuk mempersiapkan bahan bakar pengganti bensin!
7. Jelaskan proses gasifikasi batu bara dan sebutkan hasilnya!
8. Jelaskan proses pembuatan sin-gas!
9. Jelaskan proses pembuatan gas alam sintetis/SNG!
10. Jelaskan proses memperoleh H_2 cair! Apakah kelebihan bahan bakar H_2 cair?

Rangkuman

1. Termokimia adalah ilmu kimia yang mempelajari kalor reaksi dalam suatu reaksi kimia.
2. Hukum kekekalan energi menyatakan bahwa energi tidak dapat diciptakan dan tidak dapat dimusnahkan, tetapi hanya dapat diubah dari bentuk energi yang satu ke bentuk energi yang lain.
3. Sistem adalah tempat terjadinya perubahan energi.
4. Lingkungan adalah segala sesuatu dari alam semesta yang berada di luar sistem.
5. Entalpi (H) adalah jumlah energi yang dimiliki sistem pada tekanan tetap.
6. Perubahan entalpi (ΔH) sama dengan kalor yang diserap atau kalor yang dilepas pada tekanan tetap.
7. Reaksi kimia dibedakan menjadi:
 - Reaksi eksoterm, yaitu reaksi yang melepaskan kalor/panas (ΔH = negatif atau $\Delta H < 0$)
 - Reaksi endoterm, yaitu reaksi yang membutuhkan kalor/panas (ΔH = positif atau $\Delta H > 0$)
8. Persamaan termokimia adalah persamaan reaksi kimia yang menyertakan perubahan entalpi (ΔH).
9. Perubahan entalpi standar ($\Delta H°$) adalah perubahan entalpi yang diukur pada kondisi standar, yakni pada suhu 25 °C (298 K) dan tekanan 1 atm.
10. Kalorimeter adalah alat yang dapat digunakan untuk mengukur jumlah kalor reaksi.
11. Hukum Hess atau hukum penjumlahan reaksi berbunyi: “Jika suatu reaksi berlangsung dalam dua tahap reaksi atau lebih, maka perubahan entalpi untuk reaksi tersebut sama dengan jumlah perubahan entalpi dari semua tahapan”. Jadi, besarnya perubahan entalpi tidak tergantung pada jalannya reaksi, tetapi hanya bergantung pada keadaan awal dan keadaan akhir reaksi.
12. Energi ikatan atau energi disosiasi (D) adalah energi yang diperlukan untuk memutuskan 1 mol ikatan dalam suatu molekul gas menjadi atom-atomnya dalam fase gas.
13. Kalor pembakaran adalah kalor yang dilepas dalam suatu reaksi pembakaran.

Uji Kompetensi

I. Berilah tanda silang (X) huruf A, B, D, D, atau E pada jawaban yang paling benar!

1. Reaksi dalam kehidupan sehari-hari berikut ini yang merupakan reaksi endoterm adalah … .
 A. respirasi
 B. fotosintesis
 C. perkaratan besi
 D. pembakaran
 E. kapur tohor dimasukkan dalam air
2. Suatu reaksi kimia selalu diikuti perubahan energi. Besarnya energi yang menyertai reaksi dapat dipelajari pada … .
 A. termoseting
 B. stoikiometri
 C. termokimia
 D. elektrolisis
 E. elektrokimia
3. Ciri-ciri reaksi eksoterm adalah … .
 A. lingkungan menyerap kalor dari sistem
 B. sistem menyerap kalor dari lingkungan
 C. sistem dan lingkungan memiliki kalor sama
 D. kalor sistem dan lingkungan jika dijumlahkan sama dengan nol
 E. pada akhir reaksi, kalor lingkungan selalu lebih kecil dari kalor sistem
4. Jika sebongkah es menyerap kalor dari lingkungan, maka … .
 A. suhu es berubah secara bertahap
 B. suhu es tidak berubah sampai seluruh es mencair
 C. suhu es turun kemudian naik secara bertahap
 D. suhu es turun secara bertahap
 E. suhu es tetap sampai seluruh es mencair, kemudian suhu turun
5. Sebanyak 2 mol gas hidrogen jika direaksikan dengan 1 mol gas oksigen akan terbentuk uap air yang membutuhkan kalor sebesar 484 kJ. Persamaan termokimianya adalah … .
 A. $H_2(g) + \frac{1}{2} O_2(g) \longrightarrow H_2O(g)$ ΔH = 484 kJ
 B. $2 H_2(g) + O_2(g) \longrightarrow 2 H_2O(g)$ ΔH = 484 kJ
 C. $2 H_2(g) + O_2(g) \longrightarrow 2 H_2O(g)$ ΔH = –484 kJ
 D. $2 H_2O(g) \longrightarrow 2 H_2(g) + O_2(g)$ ΔH = –484 kJ
 E. $H_2O(g) \longrightarrow H_2(g) + \frac{1}{2} O_2(g)$ ΔH = 484 kJ
6. Pada pembakaran 1 mol gas metana pada suhu 298 K dan tekanan 1 atm, dibebaskan kalor sebesar 802 kJ. Persamaan termokimianya adalah … .
 A. $2 CH_4(g) + 4 O_2(g) \longrightarrow 2 CO_2(g) + 4 H_2O(l)$ ΔH = –802 kJ
 B. $CH_4(g) + 2 O_2(g) \longrightarrow CO_2(g) + 2 H_2O(l)$ ΔH = –802 kJ
 C. $CO_2(g) + 2 H_2O(g) \longrightarrow CH_4(g) + 2 O_2(g)$ ΔH = 802 kJ
 D. $C(s) + 2 H_2(g) + 2 O_2(g) \longrightarrow CO_2(g) + 2 H_2O(l)$ ΔH = 802 kJ
 E. $2 C(s) + 4 H_2(g) + 4 O_2(g) \longrightarrow 2 CO_2(g) + 4 H_2O(l)$ ΔH = –802 kJ

7. Diketahui persamaan termokimia:

 $C_6H_6(g) \longrightarrow 6\,C(s) + 3\,H_2(g) \qquad \Delta H = -49$ kJ

 Pernyataan yang benar dari reaksi di atas adalah … .
 A. pembentukan 1 mol benzena (C_6H_6) memerlukan kalor sebesar 8,16 kJ
 B. pembentukan 1 mol benzena (C_6H_6) memerlukan kalor sebesar 49 kJ
 C. pembentukan 1 mol benzena (C_6H_6) membebaskan kalor sebesar 49 kJ
 D. peruraian 1 mol benzena (C_6H_6) memerlukan kalor sebesar 49 kJ
 E. peruraian 1 mol benzena (C_6H_6) membebaskan kalor sebesar 49 kJ

8. Sebanyak 4 mol karbon jika direaksikan dengan 4 mol gas hidrogen, akan terbentuk 2 mol gas etena (C_2H_4) yang membutuhkan kalor sebesar 104,6 kJ. Persamaan termokimianya adalah … .
 A. $4\,C(s) + 4\,H_2(g) \longrightarrow 2\,C_2H_4(g) \qquad \Delta H = +209{,}2$ kJ
 B. $4\,C(s) + 4\,H_2(g) \longrightarrow 2\,C_2H_4(g) \qquad \Delta H = +104{,}6$ kJ
 C. $4\,C(s) + 4\,H_2(g) \longrightarrow 2\,C_2H_4(g) \qquad \Delta H = -104{,}6$ kJ
 D. $2\,C(s) + 2\,H_2(g) \longrightarrow C_2H_4(g) \qquad \Delta H = -104{,}6$ kJ
 E. $2\,C(s) + 2\,H_2(g) \longrightarrow C_2H_4(g) \qquad \Delta H = +104{,}6$ kJ

9. Diketahui persamaan termokimia:

 $C(s) + O_2(g) \longrightarrow CO_2(g) \qquad \Delta H = -393{,}5$ kJ

 Pernyataan yang benar dari reaksi di atas adalah … .
 A. pembakaran 1 mol karbon menghasilkan kalor sebesar 393,5 kJ
 B. pembakaran 1 mol karbon dioksida menghasilkan kalor sebesar 393,5 kJ
 C. pembentukan 1 mol karbon dioksida membutuhkan kalor sebesar 393,5 kJ
 D. pembakaran 1 mol karbon membutuhkan kalor sebesar 393,5 kJ
 E. pembentukan 1 mol karbon dioksida menghasilkan kalor sebesar 196,75 kJ

10. Kalor yang diserap atau dilepas apabila 1 mol senyawa terurai menjadi unsur-unsurnya disebut … .
 A. kalor reaksi
 B. kalor pembentukan
 C. kalor peruraian
 D. kalor netralisasi
 E. kalor ionisasi

11. Persamaan termokimia berikut ini merupakan perubahan entalpi pembentukan standar (ΔH_f°), ***kecuali*** … .
 A. $C(s) + 2\,Cl_2(g) \longrightarrow CCl_4(l) \qquad \Delta H_f^\circ = -134$ kJ
 B. $Ca(s) + Cl_2(g) \longrightarrow CaCl_2(s) \qquad \Delta H_f^\circ = -795{,}8$ kJ
 C. $Fe_2(s) + \frac{3}{2}\,O_2(g) \longrightarrow Fe_2O_3(s) \qquad \Delta H_f^\circ = -822{,}2$ kJ
 D. $Na(s) + \frac{1}{2}\,H_2(g) + C(s) + \frac{3}{2}\,O_2(g) \longrightarrow NaHCO_3(s) \qquad \Delta H_f^\circ = -947{,}7$ kJ
 E. $Zn(s) + \frac{1}{2}\,O_2(g) \longrightarrow ZnO(s) \qquad \Delta H_f^\circ = -348$ kJ

12. Persamaan termokimia yang merupakan entalpi pembentukan standar asam karbonat, jika diketahui $\Delta H_f^\circ\ H_2CO_3(aq) = -699{,}65$ kJ adalah … .
 A. $2\,H^+(aq) + CO_3^{2-}(aq) \longrightarrow H_2CO_3(aq) \qquad \Delta H_f^\circ = -699{,}65$ kJ
 B. $H_2(g) + C(g) + \frac{3}{2}\,O_2(g) \longrightarrow H_2CO_3(aq) \qquad \Delta H_f^\circ = -699{,}65$ kJ
 C. $2\,H(g) + C(g) + \frac{3}{2}\,O_2(g) \longrightarrow H_2CO_3(aq) \qquad \Delta H_f^\circ = -699{,}65$ kJ
 D. $2\,H(g) + C(g) + 3\,O(g) \longrightarrow H_2CO_3(aq) \qquad \Delta H_f^\circ = -699{,}65$ kJ
 E. $2\,H^+(aq) + C(g) + 3\,O(g) \longrightarrow H_2CO_3(aq) \qquad \Delta H_f^\circ = -699{,}65$ kJ

13. Kalor pembentukan adalah kalor yang dilepas atau dibutuhkan apabila 1 mol senyawa terbentuk dari … .
 A. ion positif dan negatif
 B. unsur-unsurnya
 C. senyawa yang lebih sederhana
 D. molekul-molekul diatomik
 E. atom-atomnya

14. Yang merupakan persamaan termokimia peruraian adalah … .
 A. $FeO(s) + Fe_2O_3(s) \longrightarrow Fe_3O_4(s)$ ΔH = a kJ
 B. $CaO(s) + CO_2(g) \longrightarrow CaCO_3(s)$ ΔH = b kJ
 C. $CaCO_3(s) \longrightarrow CaO(s) + CO_2(g)$ ΔH = c kJ
 D. $CaCO_3(s) \longrightarrow Ca(s) + C(s) + 3\,O(g)$ ΔH = d kJ
 E. $CaCO_3(s) \longrightarrow Ca(s) + C(s) + \frac{3}{2}\,O_2(g)$ ΔH = e kJ

15. Diketahui $\Delta H_f°$ senyawa $CCl_4(l)$, $CO_2(g)$, $CH_4(g)$, $C_2H_6(g)$, dan $C_2H_2(g)$ berturut-turut adalah –134 kJ, –110 kJ, –75 kJ, –85kJ, dan +227 kJ. Senyawa-senyawa tersebut kalor peruraiannya termasuk endoterm, ***kecuali*** … .
 A. $CCl_4(l)$
 B. $CO_2(g)$
 C. $CH_4(g)$
 D. $C_2H_6(g)$
 E. $C_2H_2(g)$

16. Jika diketahui kalor pembentukan $H_2(g) + Cl_2(g) \longrightarrow 2\,HCl(g)$ adalah 185 kJ, maka besarnya kalor peruraian HCl adalah … .
 A. +185 kJ
 B. –185 kJ
 C. –370 kJ
 D. +92,5 kJ
 E. –92,5 kJ

17. Kalor yang dihasilkan dari pembakaran 15 gram etana (C_2H_6) (A_r C = 12 dan H = 1) menurut reaksi:

 $2\,C_2H_6(g) + 7\,O_2(g) \longrightarrow 4\,CO_2(g) + 6\,H_2O(l)$ ΔH = –3.084 kJ

 adalah … .
 A. –385,5 kJ
 B. –771 kJ
 C. –1.542 kJ
 D. –1.850,4 kJ
 E. –3.084 kJ

18. Diketahui persamaan reaksi:

 $2\,NO(g) + O_2(g) \longrightarrow 2\,NO_2(g)$ $\Delta H = -x$ kJ

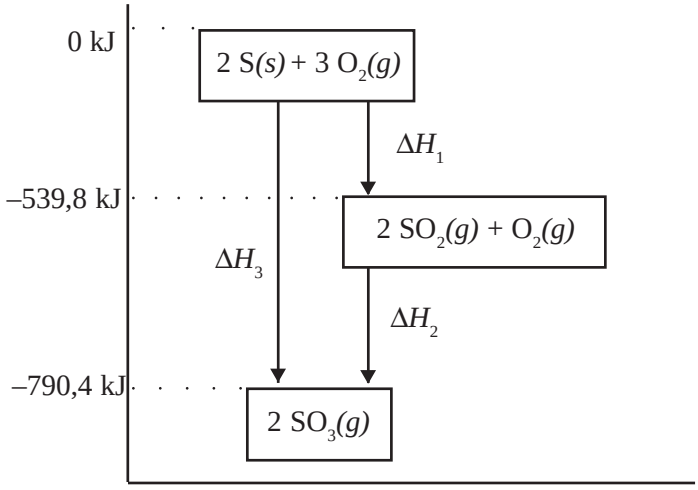
 x merupakan kalor … .
 A. pembentukan NO_2
 B. pembakaran NO_2
 C. pembentukan NO
 D. pembakaran NO
 E. peruraian NO_2

19. Kalor yang dihasilkan pada pembakaran 4,48 liter gas karbon pada keadaan standar sesuai reaksi:

 $C(g) + O_2(g) \longrightarrow CO_2(g)$ ΔH = –394 kJ

 adalah … .
 A. 394 kJ
 B. 197 kJ
 C. 98,5 kJ
 D. 78,8 kJ
 E. 65,7 kJ

20. Diketahui diagram pembentukan gas SO_3 sebagai berikut.



Berdasarkan diagram di atas, maka harga ΔH_2 adalah … .

A. –790,4 kJ
B. –539,8 kJ
C. –395,2 kJ
D. –250,6 kJ
E. –196,4 kJ

21. Jumlah kalor yang diperlukan untuk menaikkan suhu 767 gram air dari 30 °C menjadi 76 °C (kalor jenis air = 4,18 J g^{-1} K^{-1}) adalah … .

A. 73,75 kJ
B. 147,5 kJ
C. 221,25 kJ
A. 295 kJ
E. 368 kJ

22. Pada pelarutan 5 gram kristal NaOH (M_r NaOH = 40) dalam 50 mL air terjadi kenaikan suhu dari 26 °C menjadi 34 °C. Jika kalor jenis larutan dianggap sama dengan kalor jenis air = 4,2 J g^{-1} K^{-1}, dan kalor wadah diabaikan, maka entalpi pelarutan NaOH adalah … .

A. –1.344 J
B. –1.848 J
C. –3.696 J
D. –7.392 J
E. –1.4784 J

23. Jika pada 50 mL larutan $CuSO_4$ 0,4 M ditambahkan serbuk zink berlebihan, maka suhu akan naik 20 °C. Dengan menganggap kalor jenis larutan sama dengan kalor jenis air = 4,2 J g^{-1} K^{-1}, dan kalor wadah reaksi diabaikan, maka besarnya ΔH untuk reaksi:

$Zn(s) + CuSO_4(aq) \longrightarrow ZnSO_4(aq) + Cu(s)$

adalah … .

A. 4.200 J
B. 21 kJ
C. 42 kJ
D. 16,8 kJ
E. 210 kJ

24. Diketahui reaksi:

$2\ Fe(s) + \frac{3}{2}\ O_2(g) \longrightarrow Fe_2O_3(s)$ $\quad \Delta H = -840$ kJ

$2\ Al(s) + \frac{3}{2}\ O_2(g) \longrightarrow Al_2O_3(s)$ $\quad \Delta H = -1.680$ kJ

Besarnya ΔH untuk reaksi:

$2\ Al(s) + Fe_2O_3(s) \longrightarrow Al_2O_3(s) + 2\ Fe(s)$

adalah … .

A. –840 kJ
B. –1.680 kJ
C. –2.520 kJ
D. 840 kJ
E. 2.520 kJ

25. Diketahui persamaan reaksi:

$\frac{1}{2}\ N_2(g) + \frac{3}{2}\ H_2(g) \longrightarrow NH_3(g)$ $\quad \Delta H = -a$ kJ

$\frac{1}{2}\ H_2(g) + \frac{1}{2}\ Cl_2(g) \longrightarrow HCl(g)$ $\quad \Delta H = -b$ kJ

$\frac{1}{2}\ N_2(g) + 2\ H_2(g) + \frac{1}{2}\ Cl_2(g) \longrightarrow NH_4Cl(s)$ $\quad \Delta H = -c$ kJ

Besarnya ΔH pada reaksi:

$NH_3(g) + HCl(g) \longrightarrow NH_4Cl(s)$

adalah … .

A. – (a + b + c)
B. a + b + c
C. a + b – c
D. a – (b + c)
E. 2a + 2b – c

26. Diketahui entalpi pembentukan gas etanol (C_2H_5OH), gas CO_2, dan H_2O berturut-turut adalah –278 kJ/mol, –394 kJ/mol, dan –286 kJ/mol. Pada pembakaran 92 gram etanol (A_r C = 12, H = 1, dan O = 16) sesuai reaksi:

$C_2H_5OH(l) + 3\ O_2(g) \longrightarrow 2\ CO_2(g) + 3\ H_2O(l)$

dihasilkan kalor sebesar … .

A. 541 kJ
B. 1.082 kJ
C. 1.623 kJ
D. 2.164 kJ
E. 2.736 kJ

27. Diketahui $\Delta H_f°$ C_2H_2, CO_2, dan H_2O berturut-turut adalah –52 kJ/mol, –394 kJ/mol, dan –242 kJ/mol. Besarnya kalor yang dihasilkan pada pembakaran 6,72 liter gas etuna pada keadaan standar sesuai reaksi:

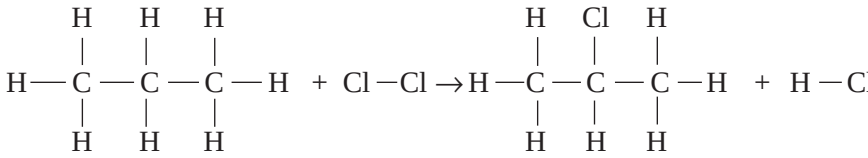
$2\ C_2H_2(g) + 5\ O_2(g) \longrightarrow 4\ CO_2(g) + 2\ H_2O(l)$

adalah … .

A. 6.024 kJ
B. 2.112 kJ
C. 2.008 kJ
D. 602,4 kJ
E. 586,8 kJ

28. Diketahui $\Delta H_f°$ NH_4Cl = –314 kJ/mol dan $\Delta H_f°$ HCl = –92 kJ/mol. Jika reaksi $NH_4Cl(g) \longrightarrow NH_3(g) + HCl(g)$ mempunyai ΔH = 176 kJ, besarnya $\Delta H_f°$ NH_3 adalah … .
A. 398 kJ
B. 222 kJ
C. –176 kJ
D. –92 kJ
E. –46 kJ

29. Diketahui energi ikatan:
C – C = 348 kJ/mol
Cl – Cl = 242 kJ/mol
H – Cl = 431 kJ/mol
C – Cl = 328 kJ/mol
C – H = 423 kJ/mol
Besarnya ΔH pada reaksi:



adalah … .
A. +94 kJ
B. +81 kJ
C. –81 kJ
D. –94 kJ
E. –208 kJ

30. Diketahui energi ikatan N ≡ N = 163 kJ/mol dan H–H = 436 kJ/mol.
Pada reaksi:
$\frac{1}{2} N_2(g) + \frac{3}{2} H_2(g) \longrightarrow NH_3(g)$ ΔH = –438 kJ/mol
energi ikatan rata-rata N–H adalah … .
A. 1.173,5 kJ
B. 735,5 kJ
C. 391 kJ
D. 195,5 kJ
E. 130 kJ

II. Kerjakan soal-soal berikut ini dengan benar!

1. Tulislah persamaan termokimia dari:
 a. $\Delta H_f°$ $CO_2(g)$ = 394 kJ/mol
 b. penguraian N_2H_4 jika $\Delta H_f°$ $N_2H_4(l)$ = 121 kJ/mol
 c. $\Delta H_f°$ $KMnO_4(s)$ = 171 kJ/mol
 d. $\Delta H_c°$ $C_3H_8(g)$ = –1.020 kJ/mol
2. Diketahui $\Delta H_f°$ $H_2CO_3(aq)$ = –699,65 kJ/mol. Hitunglah besarnya perubahan entalpi pada penguraian 496 gram H_2CO_3 (A_r H = 1, C = 12, O = 16) dan tuliskan persamaan termokimia peruraian H_2CO_3!

3. Pada reaksi pembakaran bahan bakar bensin sesuai reaksi:
 $2\ C_8H_{18}(l) + 25\ O_2(g) \longrightarrow 16\ CO_2(g) + 18\ H_2O(l) \quad \Delta H = -5.848{,}8$ kJ/mol
 hitunglah besarnya kalor yang dibebaskan pada pembakaran 40 liter bensin (pada keadaan standar)!

4. Ke dalam 50 mL larutan HCl 1 M ditambahkan 50 mL NaOH 1 *M* pada kalorimeter dari gelas plastik. Suhu naik dari 22 °C menjadi 29 °C (kalor jenis larutan = 4,2 J g^{-1} K^{-1}). Jika kapasitas panas wadah diabaikan, maka hitunglah besarnya ΔH pada reaksi penetralan:
 $HCl(aq) + NaOH(aq) \longrightarrow NaCl(aq) + H_2O(l)$

5. Sebanyak 5 gram kristal KOH dilarutkan dalam 145 gram air. Setelah kristal KOH larut, ternyata suhu kalorimeter naik dari 25,5 °C menjadi 37,5 °C (A_r K = 39, O = 16, dan H = 1). Kalor jenis larutan = 4,2 J g^{-1} K^{-1}. Jika kapasitas panas wadah diabaikan, tentukan perubahan entalpi pelarutan KOH dalam air!

6. Diketahui:
 $\Delta H_f^\circ\ C_2H_2(g) = +227$ kJ/mol
 $\Delta H_f^\circ\ CO_2(g) = -394$ kJ/mol
 $\Delta H_f^\circ\ H_2O(l) = -286$ kJ/mol
 Hitunglah besarnya perubahan entalpi pada pembakaran 1.000 kg gas asetilena (C_2H_2, A_r C = 12 dan H = 1) sesuai reaksi:
 $C_2H_2(g) + O_2(g) \longrightarrow CO_2(g) + H_2O(l)$ (belum setara)

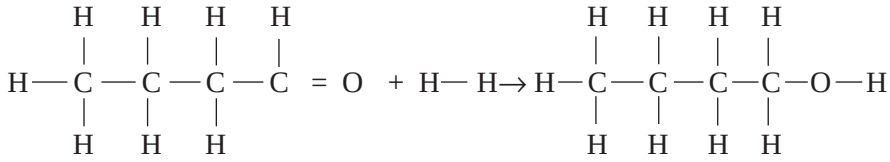
7. Diketahui:
 $\Delta H_{pembakaran}\ C_2H_5OH = -1.368$ kJ/mol
 $\Delta H_f^\circ\ CO_2(g) = -394$ kJ/mol
 $\Delta H_f^\circ\ H_2O(l) = -286$ kJ/mol
 Hitunglah besarnya kalor pembentukan C_2H_5OH!

8. Diketahui reaksi:
 $CaCO_3(s) \longrightarrow CaO(s) + CO_2(g) \quad \Delta H = +130$ kJ
 $3\ CaO(s) + 2\ H_3PO_4(l) \longrightarrow Ca_3(PO_4)_2(s) + 3\ H_2O(l) \quad \Delta H = -512$ kJ
 Hitunglah besarnya ΔH pada reaksi:
 $CaCO_3(s) + 2\ H_3PO_4(l) \longrightarrow Ca_3(PO_4)_2(s) + 3\ H_2O(l) + 3\ CO_2(g)$

9. Diketahui reaksi:
 $2\ CO(g) + O_2(g) \longrightarrow 2\ CO_2(g) \quad \Delta H = -516$ kJ
 $4\ MnO(s) + O_2(g) \longrightarrow 2\ Mn_2O_3(s) \quad \Delta H = -312$ kJ
 Hitunglah besarnya ΔH pada reaksi:
 $Mn_2O_3(s) + CO(g) \longrightarrow 2\ MnO(s) + CO_2(g)$

10. Diketahui:
 $\Delta H_f^\circ\ C_2H_6(g) = -85$ kJ/mol
 $\Delta H_f^\circ\ C(g) = +715$ kJ/mol
 $\Delta H_f^\circ\ H(g) = +218$ kJ/mol
 energi ikatan C – C = 348 kJ/mol
 Hitunglah energi ikatan C – H dalam etana (C_2H_6) pada reaksi:
 $C_2H_6(g) \longrightarrow 2\ C(g) + 6\ H(g)$

11. Diketahui energi ikatan:
 C – C = 348 kJ/mol H – H = 436 kJ/mol
 C – H = 415 kJ/mol C – O = 356 kJ/mol
 C = O = 724 kJ/mol O – H = 463 kJ/mol
 Hitunglah besarnya ΔH pada reaksi:



12. Diketahui:
 $\Delta H_f^\circ\ CH_4(g) = -75$ kJ/mol
 kalor penguapan $C(s) = 714$ kJ/mol
 energi ikatan $H_2 = 437$ kJ/mol
 Hitunglah besarnya energi ikatan rata-rata C – H pada reaksi:
 $CH_4(g) \longrightarrow C(s) + 4\ H(g)$

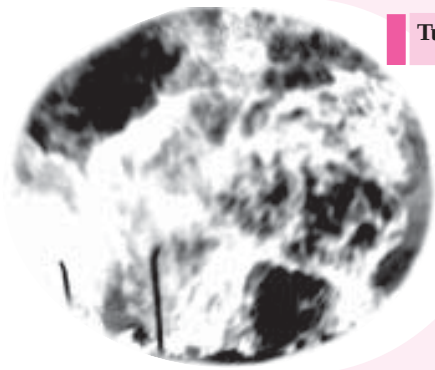
13. Diketahui:
 $\Delta H_f^\circ\ C_2H_4(g) = 52$ kJ/mol
 $\Delta H_f^\circ\ C_2H_6(g) = -85$ kJ/mol
 Hitunglah besarnya ΔH pada reaksi
 $C_2H_4(g) + H_2(g) \longrightarrow C_2H_6(g)$

14. Jelaskan bahan bakar alternatif yang Anda ketahui untuk pengganti bensin/ solar!

15. Jelaskan proses terjadinya sin-gas dan SNG (*sintetic natural gas*) beserta besarnya kalor yang terjadi pada reaksi-reaksi tersebut!

BAB 3

Laju Reaksi



Tujuan Pembelajaran:

Setelah mempelajari bab ini, Anda diharapkan mampu:

1. Menghitung molaritas suatu larutan dalam satuan molar.
2. Membuat larutan dengan molaritas tertentu.
3. Menghitung molaritas larutan hasil pengenceran.
4. Menjelaskan pengertian laju reaksi.
5. Menentukan besarnya laju reaksi suatu reaksi kimia berdasarkan data perubahan konsentrasi dan waktu.
6. Menyebutkan faktor-faktor yang mempengaruhi laju reaksi.
7. Menjelaskan pengaruh konsentrasi, luas permukaan sentuh, temperatur dan tekanan, serta volume terhadap laju reaksi ditinjau dari teori tumbukan.
8. Menentukan orde reaksi dan tetapan laju reaksi suatu reaksi berdasarkan data eksperimen.
9. Menuliskan persamaan hukum laju reaksi suatu reaksi kimia.
10. Menjelaskan penerapan konsep laju reaksi dalam kehidupan sehari-hari.

Kata Kunci

Molaritas, pengurangan konsentrasi pereaksi, energi aktivasi, persamaan laju reaksi, orde reaksi, teori tumbukan, luas permukaan sentuh, katalis.

Pengantar

Banyak reaksi di sekitar kita yang berlangsung cepat, sedang, dan juga lambat, bahkan sangat lambat. Misalnya, petasan yang dinyalakan, membusuknya buah-buahan dan makanan lain, serta masaknya buah-buahnya setelah diperam. Dapatkah Anda menyebutkan contoh reaksi dalam kehidupan sehari-hari yang berlangsung sangat cepat, sedang, ataupun lambat?

Jika Anda perhatikan gambar 3.1 dan 3.2, dapatkah Anda membedakan waktu yang diperlukan masing-masing untuk peristiwa tersebut?

Untuk mempelajari lebih lanjut tentang laju reaksi atau kecepatan reaksi, terlebih dahulu kita akan mempelajari tentang konsentrasi. Konsentrasi yang digunakan dalam laju reaksi adalah molaritas.



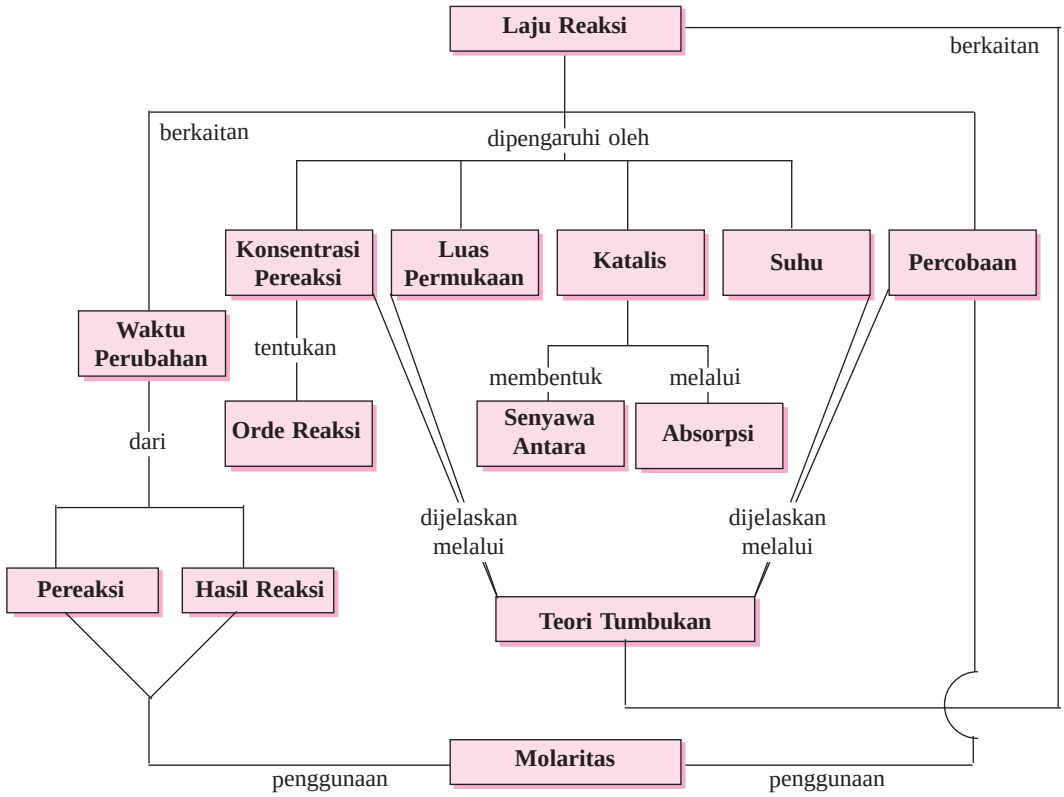
Gambar 3.1 Mobil berkarat
Sumber: Encyclopedia Encarta 2006



Gambar 3.2 Pengapian
Sumber: Encyclopedia Encarta 2006

Peta Konsep

Laju Reaksi



3.1 Molaritas

A. Pengertian Molaritas

Molaritas merupakan salah satu cara untuk menyatakan kosentrasi larutan, selain molalitas, normalitas maupun fraksi mol. Molaritas menyatakan jumlah mol zat yang terlarut dalam satu liter larutan. Molaritas dilambangkan dengan notasi *M* dan satuannya adalah mol/liter (James E. Brady, 2000). Rumus yang digunakan untuk mencari molaritas larutan adalah:

$$M = \frac{n}{V}$$

Jika zat yang akan dicari molaritasnya ada dalam satuan gram dan volumenya dalam mililiter, maka molaritasnya dapat dihitung dengan rumus:

$$M = n \times \frac{1.000}{\text{mL}} \quad \text{atau} \quad M = \frac{g}{M_r} \times \frac{1.000}{\text{mL}}$$

dengan:
M = molaritas (mol/liter)
n = mol zat terlarut (mol)
V = volume larutan (liter)
g = massa zat terlarut (gram)
M_r = massa molekul relatif zat terlarut

Contoh 3.1

1. Tentukan molaritas 0,2 mol HCl dalam 1 liter larutan!

 Jawab:

 n = 0,2 mol
 V = 1 liter

 $$M = \frac{n}{V} = \frac{0,2}{1} = 0,2 \text{ mol/liter}$$

2. Tentukan molaritas larutan yang dibuat dari 2 gram NaOH yang dilarutkan ke dalam air sampai volumenya menjadi 500 mL!

 Jawab:

 Massa zat terlarut (NaOH) = 2 gram
 Volume larutan = 500 mL

 $$M = \frac{g}{M_r} \times \frac{1.000}{\text{mL}} = \frac{2}{40} \times \frac{1.000}{500} = 0,1\ M$$

B. Hubungan antara Molaritas dengan Kadar Larutan

Di laboratorium ditemui banyak zat kimia yang berwujud larutan dengan satuan kadar kepekatan (%) tertentu, sehingga untuk memanfaatkan dalam kegiatan praktikum harus ditentukan untuk diencerkan sesuai dengan molaritas yang dikehendaki. Untuk itu harus ditentukan terlebih dahulu molaritasnya dengan mengubah satuan kadar kepekatan (%) dengan molaritas.

Untuk dapat mengubah kadar kepekatan menjadi molaritas, perhatikan contoh berikut.

Contoh 3.2

Tentukan molaritas dari asam sulfat pekat yang mengandung 96% H_2SO_4 dan massa jenis 1,8 kg L^{-1}! (diketahui A_r H = 1, S = 32, dan O = 16)

Jawab:

Larutan memiliki massa jenis 1,8 kg/liter, artinya dalam setiap 1 liter larutan, massanya adalah 1,8 kg atau 1.800 gram.

Kandungan massa H_2SO_4 dalam larutan tersebut $= 96\% \times$ massa larutan

$$= \frac{96}{100} \times 1.800 \text{ gram}$$

$$= 1.728 \text{ gram}$$

$$\text{Molaritas } H_2SO_4 = \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$= \frac{\text{massa } H_2SO_4 \,/\, M_r\, H_2SO_4}{1 \text{ liter}}$$

$$= \frac{1.728 \text{ g} \,/\, 98 \text{ g/mol}}{1 \text{ liter}} = 17{,}63\ M$$

C. Pengenceran Larutan

Seringkali di laboratorium, larutan yang tersedia mempunyai molaritas tidak sesuai dengan yang kita kehendaki. Jika larutan yang tersedia mempunyai molaritas yang lebih besar dari yang kita butuhkan, maka kita harus melakukan pengenceran. Pengenceran menyebabkan volume dan molaritas larutan berubah, tetapi jumlah mol zat terlarut tidak berubah.

Rumus yang digunakan adalah:

$$V_1M_1 = V_2M_2$$

dengan: V_1 = volume larutan sebelum pengenceran
V_2 = volume larutan setelah pengenceran
M_1 = molaritas larutan sebelum pengenceran
M_2 = molaritas larutan setelah pengenceran

Contoh 3.3

Tentukan molaritas larutan yang terjadi, jika 50 mL larutan H_2SO_4 2 *M* ditambah dengan 150 mL air!

Jawab:

$V_1M_1 = V_2M_2$
$50 \times 2 = 200 \times M_2$
$M_2 = 0{,}5\ M$

Latihan 3.1

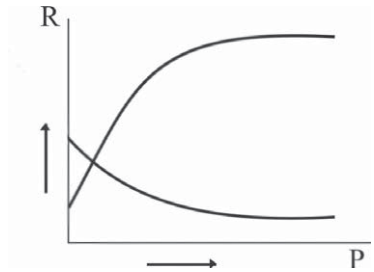
1. Hitunglah besarnya molaritas larutan NaOH yang dibuat dengan melarutkan 16 gram NaOH (A_r Na = 23 dan O = 16) dalam 250 mL air!
2. Hitunglah besarnya $K_2Cr_2O_7$ yang harus ditimbang untuk membuat 500 mL larutan $K_2Cr_2O_7$ 0,05 *M* (A_r K = 39, Cr = 52, dan O = 16)!
3. Hitunglah volume (mL) yang diperlukan untuk melarutkan 0,53 gram Na_2CO_3 untuk membuat larutan Na_2CO_3 0,01 *M* (A_r Na = 23, C = 12, O = 16)!
4. Hitunglah besarnya molaritas larutan asam nitrat yang mengandung 63% HNO_3 massa jenisnya 1,8 kg L^{-1} (A_r H = 1, N = 14, O = 16)!
5. Berapakah molaritas H_2SO_4 1 *M* yang dibutuhkan untuk membuat 250 mL larutan H_2SO_4 0,1 *M*?
6. Berapakah volume air yang ditambahkan pada 25 mL larutan HCl 2 M, untuk membuat larutan HCl 0,5 *M*?
7. Berapakah volume larutan HCl 0,2 *M* yang dibuat dari 5,88 mL larutan HCl berkadar 36,5% dan massa jenis 1,7 kg L^{-1} (A_r H = 1 dan Cl = 35,5)!
8. Berapa volume air yang harus ditambahkan pada 50 mL larutan HNO_3 2 *M* untuk membuat larutan HNO_3 0,5 *M*?

3.2 Konsep Laju Reaksi

Laju reaksi menyatakan laju berkurangnya jumlah reaktan atau laju bertambahnya jumlah produk dalam satuan waktu. Satuan jumlah zat bermacam-macam, misalnya gram, mol, atau konsentrasi. Sedangkan satuan waktu digunakan detik, menit, jam, hari, ataupun tahun. Dalam reaksi kimia banyak digunakan zat kimia yang berupa larutan atau berupa gas dalam keadaan tertutup, sehingga dalam laju reaksi digunakan satuan konsentrasi (molaritas) (James E. Brady, 1990). Perhatikan reaksi berikut.

Reaktan → Produk

Pada awal reaksi, reaktan ada dalam keadaan maksimum sedangkan produk ada dalam keadaan minimal. Setelah reaksi berlangsung, maka produk akan mulai terbentuk. Semakin lama produk akan semakin banyak terbentuk, sedangkan reaktan semakin lama semakin berkurang. Laju reaksi tersebut dapat digambarkan seperti pada gambar 3.3.



Gambar 3.3 Grafik laju reaksi perubahan konsentrasi produk dan konsentrasi reaktan.

Dari gambar 3.3 terlihat bahwa konsentrasi reaktan semakin berkurang, sehingga laju reaksinya adalah berkurangnya konsentrasi R setiap satuan waktu, dirumuskan sebagai:

$$\mathbf{v} = -\frac{\Delta[R]}{\Delta t}$$

dengan: $\Delta[R]$ = perubahan konsentrasi reaktan (M)
Δt = perubahan waktu (detik)
v = laju reaksi (M detik^{-1})
Tanda (–) artinya berkurang.

Berdasarkan gambar 3.3 terlihat bahwa produk semakin bertambah, sehingga laju reaksinya adalah bertambahnya konsentrasi P setiap satuan waktu, dirumuskan sebagai:

$$\mathbf{v} = +\frac{\Delta[P]}{\Delta t}$$

dengan: $\Delta[P]$ = perubahan konsentrasi reaktan (M)
Δt = perubahan waktu (detik)
v = laju reaksi (M detik^{-1})
Tanda (+) artinya bertambah.

Contoh 3.4

1. Berdasarkan reaksi:

 $2\ N_2O_5(g) \rightarrow 4\ NO_2(g) + O_2(g)$

 diketahui bahwa N_2O_5 berkurang dari 2 mol/liter menjadi 0,5 mol/liter dalam waktu 10 detik. Berapakah laju reaksi berkurangnya N_2O_5?

 Jawab:

 $$v_{N_2O_5} = -\frac{\Delta[R]}{\Delta t} = -\frac{\Delta[N_2O_5]}{\Delta t}$$
 $$= \frac{2-0,5}{10}$$
 $$= 0,15\ M/\text{detik}$$

2. Ke dalam ruang yang volumenya 2 liter, dimasukkan 4 mol gas HI yang kemudian terurai menjadi gas H_2 dan I_2. Setelah 5 detik, dalam ruang tersebut terdapat 1 mol gas H_2. Tentukan laju reaksi pembentukan gas H_2 dan laju reaksi peruraian gas HI!

Jawab:

Persamaan reaksi	:	2 HI*(g)*	⟶	H_2*(g)*	+	I_2*(g)*
Mula-mula	:	4 mol		-		-
Setelah 5 detik	:	2 mol		1 mol		1 mol

a. Laju reaksi pembentukan H_2

Karena mol H_2 yang terbentuk = 1 mol,

maka molaritas H_2 $= \frac{1}{2}$

$= 0{,}5$ mol/liter

Jadi, laju pembentukan H_2 $= \frac{0{,}5}{5}$

$= 0{,}1$ *M*/detik

b. Laju reaksi penguraian HI

2 mol HI ~ 1 mol H_2

maka gas HI yang terurai $= \frac{2}{1} \times 1$ mol

$= 2$ mol

Molaritas HI yang terurai $= \frac{2}{2} = 1$ mol/liter

Jadi, laju peruraian HI $= \frac{1}{5}$

$= 0{,}2$ *M*/detik

3.3 Faktor-faktor yang Mempengaruhi Laju Reaksi

Dari hasil percobaan ternyata laju reaksi dipengaruhi oleh konsentrasi, luas permukaan, temperatur, dan katalis (James E. Brady, 1990).

A. Konsentrasi

Pada umumnya, reaksi akan berlangsung lebih cepat jika konsentrasi pereaksi diperbesar. Zat yang konsentrasinya besar mengandung jumlah partikel yang lebih banyak, sehingga partikel-partikelnya tersusun lebih rapat dibanding zat yang konsentrasinya rendah. Partikel yang susunannya lebih rapat, akan lebih sering bertumbukan dibanding dengan partikel yang susunannya renggang, sehingga kemungkinan terjadinya reaksi makin besar.

B. Luas Permukaan

Salah satu syarat agar reaksi dapat berlangsung adalah zat-zat pereaksi harus bercampur atau bersentuhan. Pada campuran pereaksi yang heterogen, reaksi hanya terjadi pada bidang batas campuran. Bidang batas campuran inilah yang dimaksud dengan bidang sentuh. Dengan memperbesar luas bidang sentuh, reaksi akan berlangsung lebih cepat.

C. Temperatur

Setiap partikel selalu bergerak. Dengan menaikkan temperatur, energi gerak atau energi kinetik partikel bertambah, sehingga tumbukan lebih sering terjadi. Dengan frekuensi tumbukan yang semakin besar, maka kemungkinan terjadinya tumbukan efektif yang mampu menghasilkan reaksi juga semakin besar.

Suhu atau temperatur ternyata juga memperbesar energi potensial suatu zat. Zat-zat yang energi potensialnya kecil, jika bertumbukan akan sukar menghasilkan tumbukan efektif. Hal ini terjadi karena zat-zat tersebut tidak mampu melampaui energi aktivasi. Dengan menaikkan suhu, maka hal ini akan memperbesar energi potensial, sehingga ketika bertumbukan akan menghasilkan reaksi.

D. Katalis

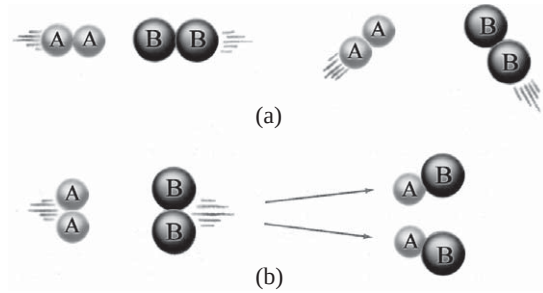
Katalis adalah suatu zat yang berfungsi mempercepat terjadinya reaksi, tetapi pada akhir reaksi dapat diperoleh kembali. Fungsi katalis adalah menurunkan energi aktivasi, sehingga jika ke dalam suatu reaksi ditambahkan katalis, maka reaksi akan lebih mudah terjadi. Hal ini disebabkan karena zat-zat yang bereaksi akan lebih mudah melampaui energi aktivasi.

3.4 Teori Tumbukan

Reaksi kimia terjadi karena adanya tumbukan yang efektif antara partikel-partikel zat yang bereaksi. *Tumbukan efektif* adalah tumbukan yang mempunyai energi yang cukup untuk memutuskan ikatan-ikatan pada zat yang bereaksi (James E. Brady, 1990).

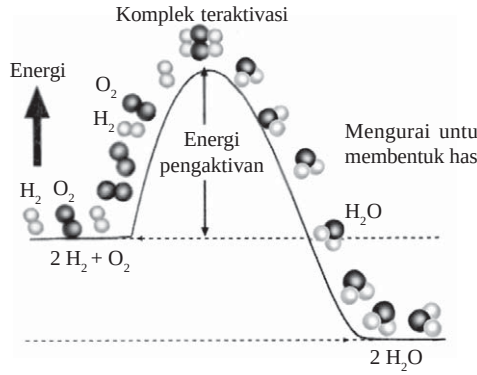
Contoh tumbukan yang menghasilkan reaksi dan tumbukan yang tidak menghasilkan reaksi antara molekul hidrogen (H_2) dan molekul iodin (I_2), dapat dilihat pada gambar 3.4.

$$H_2(g) + I_2(g) \longrightarrow 2\ HI(g)$$



Gambar 3.4 Tumbukan antara molekul hidrogen (A) dengan iodin (B) dan membentuk molekul HI(AB)

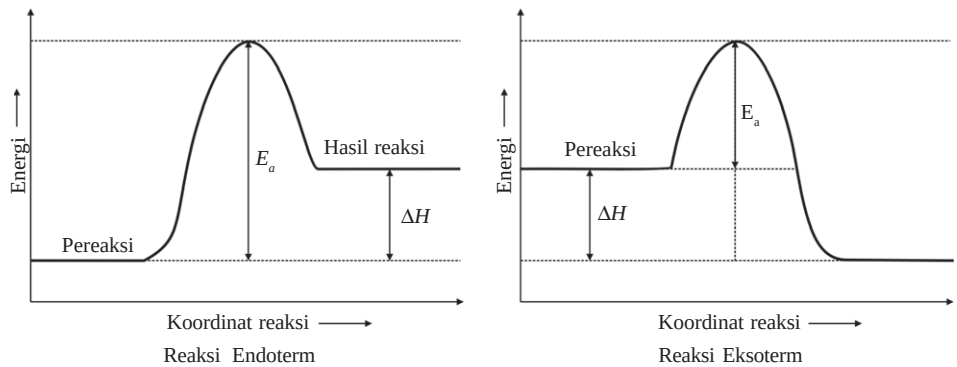
Sebelum suatu tumbukan terjadi, partikel-partikel memerlukan suatu energi minimum yang dikenal sebagai *energi pengaktifan* atau *energi aktivasi* (E_a). Energi pengaktifan atau energi aktivasi adalah energi minimum yang diperlukan untuk berlangsungnya suatu reaksi. Sebagai contoh adalah reaksi antara hidrogen (H_2) dengan oksigen (O_2) menghasilkan air, dapat dilihat pada gambar 3.5.



Gambar 3.5 Energi pengaktifan untuk reaksi pembentukan air (H_2O).

Ketika reaksi sedang berlangsung akan terbentuk zat kompleks teraktivasi. Zat kompleks teraktivasi berada pada puncak energi. Jika reaksi berhasil, maka zat kompleks teraktivasi akan terurai menjadi zat hasil reaksi.

Hubungan antara energi pengaktifan dengan energi yang diserap atau dilepaskan selama reaksi berlangsung dapat dilihat pada gambar 3.6.



Gambar 3.6 Energi pengaktifan dan energi yang dilepas (eksoterm) atau energi yang diserap (endoterm)

A. Pengaruh Konsentrasi

Pada umumnya, reaksi kimia akan berlangsung lebih cepat, jika konsentrasi pereaksi ditingkatkan. Untuk lebih memahami hal tersebut, lakukan percobaan berikut ini.

Percobaan 3.1

Pengaruh Konsentrasi terhadap Laju Reaksi

Alat dan bahan:

1. 3 buah tabung reaksi
2. 3 buah batang magnesium (Mg) dengan panjang 5 cm
3. 10 mL larutan HCl dengan konsentrasi masing-masing 1 *M*, 2 *M*, dan 3 *M*

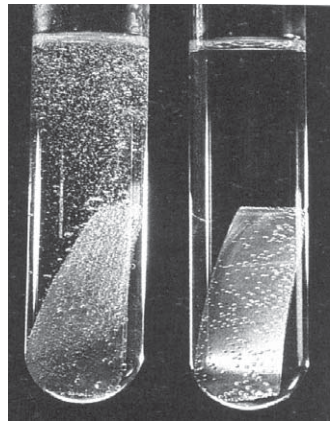
Cara kerja:

1. Masukkan larutan HCl ke dalam tabung reaksi yang sudah Anda beri tanda 1 *M*, 2 *M*, dan 3 *M*.
2. Siapkan pencatat waktu (stopwatch), masukkan pita Mg ke dalam tabung no. 1 yang berisi larutan HCl 1 *M*.
3. Catat waktu yang diperlukan, mulai dari saat memasukkan pita Mg sampai dengan pita Mg habis bereaksi dengan HCl.
4. Salin dan masukkan hasil pencatatan waktu yang diperlukan oleh masing-masing tabung pada tabel hasil pengamatan.
5. Ulangi kegiatan dengan menggunakan HCl 2 *M* dan HCl 3 *M*.
6. Buat kesimpulan dari percobaan Anda dengan membandingkan waktu yang diperlukan oleh masing-masing tabung reaksi.

Tabel Pengamatan

Tabung Reaksi	Pita Logam Mg (cm)	Molaritas HCl (*M*)	Waktu (detik)
1	5	1	
2	5	2	
3	5	3	

Dari percobaan di atas, Anda bisa mendapatkan kesimpulan bahwa jika molaritas HCl dinaikkan pada panjang pita logam Mg yang sama, maka reaksi akan berlangsung lebih cepat.



Gambar 3.7 Reaksi larutan asam klorida 3 *M* dengan logam zink (sebelah kiri) dan reaksi larutan asam klorida 0,5 *M* dengan logam zink (sebelah kanan). Sumber: *Chemistry, The Molecular Nature of Matter and Change*, Martin S. Silberberg, 2000.

B. Pengaruh Luas Permukaan

Reaksi kimia dapat terjadi antara reaksi satu fasa maupun beda fasa. Pada reaksi yang berlangsung lebih dari satu fasa, tumbukan antarpartikel atau reaksi terjadi pada permukaan bidang sentuh. Jika luas permukaan ini diperbanyak, dengan jalan memperkecil ukuran partikel, maka laju reaksi menjadi lebih cepat.

Untuk lebih memahami pengaruh luas permukaan terhadap laju reaksi, lakukan percobaan berikut.

Percobaan 3.2

Pengaruh Luas Permukaan Bidang Sentuh

Alat dan bahan:
1. 3 buah tabung reaksi
2. 3 macam batu pualam ($CaCO_3$) dalam bentuk serbuk, butiran, dan kepingan masing-masing massanya 1 gram
3. 30 mL larutan HCl 2 *M*

Cara kerja:
1. Percobaan dilakukan pada suhu kamar.
2. Masukkan batu pualam ke dalam masing-masing tabung reaksi.
3. Masukkan 10 mL HCl ke dalam tiap tabung reaksi. Segera hidupkan stopwatch, saat memasukkan HCl.
4. Catat waktu yang diperlukan mulai dari memasukkan HCl sampai dengan habisnya pita Mg bereaksi dengan HCl.
5. Salin dan tuliskan data ke dalam tabel pengamatan.

Tabel Pengamatan

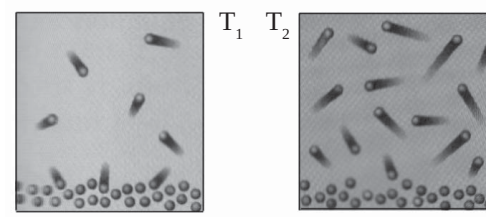
Tabung Reaksi	$CaCO_3$ 1 gram	10 mL HCl (*M*)	Waktu (detik)
1	serbuk	2 *M*	
2	butiran	2 *M*	
3	kepingan	2 *M*	

Bagaimana kesimpulan Anda terhadap hasil percobaan tersebut?

C. Pengaruh Suhu terhadap Laju Reaksi

Reaksi kimia terjadi karena adanya tumbukan yang efektif antarpartikel, tumbukan yang terjadi karena partikel-partikel yang selalu bergerak. Dengan peningkatan suhu, energi kinetik partikel semakin besar. Hal ini menyebabkan gerak partikel juga semakin besar, sehingga kemungkinan terjadinya tumbukan yang efektif juga semakin besar.

Di samping memperbesar energi kinetik, ternyata peningkatan suhu juga meningkatkan energi potensial suatu zat. Dengan semakin besarnya energi potensial zat, maka semakin besar terjadinya tumbukan yang efektif, sehingga laju reaksi semakin cepat. (gambar 3.8)



Gambar 3.8 Gerakan partikel-partikel dalam reaksi kimia pada suhu T_1 dan T_2

Untuk memahami lebih mendalam tentang pengaruh suhu terhadap laju reaksi, lakukan percobaan berikut.

Percobaan 3.3

Pengaruh Suhu terhadap Laju Reaksi

Alat dan bahan:
1. pemanas (kompor listrik atau lampu spiritus dan kaki tiga)
2. termometer
3. gelas kimia 3 buah
4. kertas putih yang diberi tanda silang besar
5. larutan natrium thiosulfat ($Na_2S_2O_3$) 0,2 *M*
6. larutan HCl 2 *M*

Cara kerja:
1. Masukkan masing-masing 20 mL larutan $Na_2S_2O_3$ ke dalam gelas kimia. Beri tanda dengan kertas label untuk gelas kimia 1, 2, dan 3.
2. Panaskan di atas kompor masing-masing gelas kimia berisi larutan $Na_2S_2O_3$ sampai suhu masing-masing 25 °C, 35 °C, dan 45 °C.
3. Letakkan gelas kimia tadi di atas kertas putih yang sudah diberi tanda silang.
4. Masukkan 10 mL larutan HCl ke dalam masing-masing gelas kimia berisi larutan $Na_2S_2O_3$ yang telah dipanaskan. Tekan pencatat waktu (stopwatch) saat larutan HCl mulai bercampur dengan larutan $Na_2S_2O_3$.
5. Hentikan pencatat waktu segera setelah tanda silang di kertas sudah tidak tampak lagi.
6. Salin dan catat waktu yang diperlukan ke dalam tabel pengamatan.

Tabel Pengamatan

Percobaan ke	Suhu (°C)	Molaritas10 mL HCl (*M*)	Molaritas 20 mL $Na_2S_2O_3$ (*M*)	Waktu (detik)
1	25	2	0,2	
2	35	2	0,2	
3	45	2	0,2	

Bagaimana kesimpulan Anda dengan percobaan di atas?

Pada umumnya reaksi kimia akan berlangsung dua kali lebih cepat, apabila suhu dinaikkan 10 °C. Jika dimisalkan laju reaksi pada saat t_1 °C = v_1 dan laju reaksi setelah dinaikkan suhunya t_2 °C = v_2, maka laju reaksi setelah dinaikkan suhunya atau v_2 tersebut dapat dirumuskan sebagai:

$$v_2 = 2^{\left(\frac{\Delta t}{10}\right)} \times v_1$$

Contoh 3.5

1. Suatu reaksi berlangsung dua kali lebih cepat setiap suhunya dinaikkan 10 °C. Jika laju reaksi pada saat suhu 20 °C adalah x *M*/detik, tentukan laju reaksi pada saat suhu dinaikkan menjadi 60 °C!

 Jawab:

 $\Delta t = (60 - 20)\ ^\circ C = 40\ ^\circ C$

 $v_2 = 2^{(\frac{40}{10})} \cdot x = 2^4 \cdot x = 16x$

2. Suatu reaksi kimia yang berlangsung pada suhu 30 °C memerlukan waktu 40 detik. Setiap kenaikan suhu 10 °C, reaksi akan lebih cepat dua kali dari semula. Tentukan waktu yang diperlukan jika suhu dinaikkan menjadi 50 °C!

 Jawab:

 $\Delta t = (50 - 30)\ ^\circ C = 20\ ^\circ C$

 $v_1 = \frac{1}{t_1} = \frac{1}{40}$

 $v_2 = 2^{(\frac{20}{10})} \cdot \frac{1}{40} = 2^2 \cdot \frac{1}{40} = \frac{1}{10}$

 $t_2 = \frac{1}{v_2} = \frac{1}{\frac{1}{10}} = 10$ detik

D. Pengaruh Katalis terhadap Laju Reaksi

Katalis adalah zat yang berfungsi untuk mempercapat terjadinya suatu reaksi, akan tetapi pada akhir reaksi didapatkan kembali. Peran katalis adalah menurunkan energi aktivasi, sehingga dengan demikian suatu reaksi akan lebih mudah melampaui energi aktivasi.

Untuk lebih memahami peran katalis terhadap laju reaksi, lakukan percobaan berikut.

Percobaan 3.4

Pengaruh Katalis terhadap Laju Reaksi

Alat dan bahan:

1. gelas kimia
2. larutan hidrogen peroksida (H_2O_2) 5%
3. larutan natrium klorida (NaCl) 0,1 *M*
4. larutan besi klorida ($FeCl_3$) 0,1 *M*
5. pipet tetes

Cara kerja:

1. Masukkan masing-masing 50 mL larutan H_2O_2 5% ke dalam 3 gelas kimia.
2. Pada gelas pertama hanya berisi larutan H_2O_2 5 % , pada gelas kedua ditambahkan 20 tetes NaCl, dan pada gelas ketiga ditambahkan 20 tetes $FeCl_3$.
3. Perhatikan reaksi yang terjadi pada masing-masing gelas kimia, kemudian salin dan catat pada tabel pengamatan.

Tabel Pengamatan

Percobaan	Larutan H_2O_2 5% (mL)	Larutan yang Ditambahkan	Gejala yang Diamati
1	50	-	
2	50	20 tetes NaCl	
3	50	20 tetes $FeCl_3$	

Bagaimana kesimpulan Anda terhadap percobaan di atas?

Latihan 3.2

1. Diketahui reaksi $2\ NO(g) + O_2(g) \longrightarrow N_2O_4(g)$.
 Bila mula-mula 2 mol NO bereaksi dengan 2 mol oksigen dalam ruang 2 liter selama 10 detik, tentukan besarnya laju reaksi pembentukan N_2O_4!
2. Empat mol NOCl terurai dalam ruang 5 liter sesuai reaksi:
 $2\ NOCl(g) \longrightarrow 2\ NO(g) + Cl_2(g)$
 terbentuk 1 mol gas Cl_2, tentukan:
 a. besarnya laju pengurangan NOCl dalam waktu 20 detik
 b. besarnya laju pembentukan NO dan Cl_2 dalam waktu 10 detik
3. Perhatikan data hasil percobaan berikut.

No.	Bentuk Zink	Konsentrasi HCl (*M*)	Suhu (°C)
1.	keping	0,5	30
2.	keping	2	50
3.	serbuk	0,5	30
4	serbuk	2	50

 Percobaan manakah yang mempunyai laju reaksi paling besar? Jelaskan alasan Anda!
4. Apakah yang dimaksud dengan energi pengaktifan/energi aktivasi?
5. Jelaskan pengaruh energi pengaktifan atau energi aktivasi terhadap laju reaksi!
6. Jelaskan pengaruh katalis terhadap laju reaksi!
7. Suatu reaksi berlangsung tiga kali lebih cepat setiap suhunya dinaikkan 20 °C. Jika laju reaksi pada saat suhu 10 °C adalah *x M*/detik, tentukan laju reaksi pada saat suhu dinaikkan menjadi 70 °C!
8. Suatu reaksi kimia yang berlangsung pada suhu 20 °C memerlukan waktu 10 detik. Setiap kenaikan suhu 20 °C, reaksi akan lebih cepat dua kali dari semula. Tentukan waktu yang diperlukan jika suhu dinaikkan menjadi 80 °C!

3.5 Persamaan Laju Reaksi

A. Persamaan Laju Reaksi

Umumnya reaksi kimia dapat berlangsung cepat jika konsentrasi zat-zat yang bereaksi (reaktan) diperbesar (James E. Brady, 1990).
Secara umum pada reaksi:

$xA + yB \longrightarrow pC + qD$

persamaan laju reaksi dapat ditulis sebagai:

$$v = k \cdot [A]^x \cdot [B]^y$$

Persamaan seperti di atas, disebut *persamaan laju reaksi* atau *hukum laju reaksi*. Persamaan laju reaksi seperti itu menyatakan hubungan antara konsentrasi pereaksi dengan laju reaksi. Bilangan pangkat pada persamaan di atas disebut sebagai *orde reaksi* atau *tingkat reaksi* pada reaksi yang bersangkutan. Jumlah bilangan pangkat konsentrasi pereaksi-pereaksi disebut sebagai *orde reaksi total*. Artinya, reaksi berorde x terhadap pereaksi A dan reaksi berorde y terhadap pereaksi B, orde reaksi total pada reaksi tersebut adalah $(x + y)$. Faktor k yang terdapat pada persamaan tersebut disebut *tetapan reaksi*. Harga k ini tetap untuk suatu reaksi, dan hanya dipengaruhi oleh suhu dan katalis.

Pada umumnya, harga orde reaksi merupakan bilangan bulat sederhana, yaitu 1, 2, atau 3, tetapi kadang-kadang juga terdapat pereaksi yang mempunyai orde reaksi 0, ½, atau bahkan negatif.

Beberapa contoh reaksi beserta rumus laju reaksi dan orde reaksinya dapat dilihat pada tabel 3.1.

Tabel 3.1 Reaksi, Rumus Laju Reaksi, dan Orde Reaksi Beberapa Senyawa

No.	Persamaan Reaksi	Rumus Laju Reaksi	Orde Reaksi
1.	$2\,HI(g) \rightarrow H_2(g) + I_2(g)$	$v = k \cdot [H_1]^2$	2
2.	$2\,NO(g) + Cl_2(g) \rightarrow 2\,NOCl(g)$	$v = k \cdot [NO]^2[Cl_2]$	3
3.	$CHCl_3(g) + Cl_2(g) \rightarrow CCl_4(g) + HCl(g)$	$v = k \cdot [CHCl_3][Cl_2]^{1/2}$	1½

Catatan:
Orde reaksi tidak dapat ditentukan oleh koefisien reaksi.

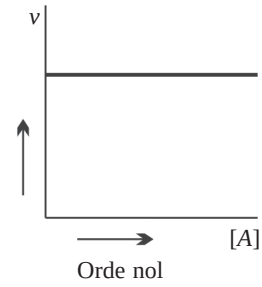
B. Makna Orde Reaksi

Orde reaksi menyatakan besarnya pengaruh konsentrasi pereaksi pada laju reaksi. Beberapa orde reaksi yang umum terdapat dalam persamaan reaksi kimia beserta maknanya sebagai berikut.

1. Reaksi Orde Nol

Suatu reaksi kimia dikatakan mempunyai orde nol, jika besarnya laju reaksi tersebut tidak dipengaruhi oleh konsentrasi pereaksi. Artinya, seberapapun peningkatan konsentrasi pereaksi tidak akan mempengaruhi besarnya laju reaksi.

Secara grafik, reaksi yang mempunyai orde nol dapat dilihat pada gambar 3.9.

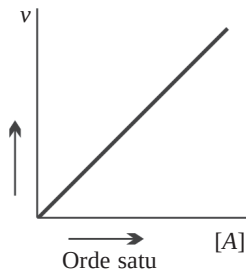


Gambar 3.9 Grafik reaksi orde nol

2. Reaksi Orde Satu

Suatu reaksi kimia dikatakan mempunyai orde satu, apabila besarnya laju reaksi berbanding lurus dengan besarnya konsentrasi pereaksi. Artinya, jika konsentrasi pereaksi dinaikkan dua kali semula, maka laju reaksi juga akan meningkat besarnya sebanyak $(2)^1$ atau 2 kali semula juga.

Secara grafik, reaksi orde satu dapat digambarkan seperti terlihat pada gambar 3.10.

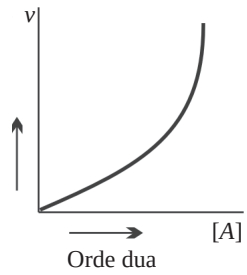


Gambar 3.10 Grafik reaksi orde satu

3. Reaksi Orde Dua

Suatu reaksi dikatakan mempunyai orde dua, apabila besarnya laju reaksi merupakan pangkat dua dari peningkatan konsentrasi pereaksinya. Artinya, jika konsentrasi pereaksi dinaikkan 2 kali semula, maka laju reaksi akan meningkat sebesar $(2)^2$ atau 4 kali semula. Apabila konsentrasi pereaksi dinaikkan 3 kali semula, maka laju reaksi akan menjadi $(3)^2$ atau 9 kali semula.

Secara grafik, reaksi orde dua dapat digambarkan pada gambar 3.11.



Gambar 3.11 Grafik reaksi orde dua

4. Reaksi Orde Negatif

Suatu reaksi kimia dikatakan mempunyai orde negatif, apabila besarnya laju reaksi berbanding terbalik dengan konsentrasi pereaksi. Artinya, apabila konsentrasi pereaksi dinaikkan atau diperbesar, maka laju reaksi akan menjadi lebih kecil.

C. Menentukan Persamaan Laju Reaksi

Untuk dapat menentukan rumus laju reaksi, tidak dapat hanya dengan melihat reaksi lengkapnya saja, tetapi harus berdasar percobaan. Yaitu pada saat percobaan, konsentrasi awal salah satu pereaksi dibuat tetap, sedang konsentrasi awal pereaksi yang lain dibuat bervariasi. Percobaan harus dilakukan pada suhu yang tetap. Metode penentuan rumus laju reaksi seperti ini disebut sebagai *metode laju awal*. Penentuan rumus laju reaksi dapat dilihat pada contoh berikut.

Contoh 3.6

Reaksi gas bromin dengan gas nitrogen oksida sesuai dengan persamaan reaksi:

$2\,NO(g) + Br(g) \rightarrow 2\,NOBr(g)$

Berdasarkan hasil percobaan diperoleh data sebagai berikut.

No.	Konsentrasi Awal (*M*)		Laju Reaksi Awal (*M*/detik)
	[NO]	$[Br_2]$	
1.	0,1	0,05	6
2.	0,1	0,1	12
3.	0,2	0,05	24
4.	0,3	0,05	54

Tentukan:

a. orde reaksi terhadap NO
b. orde reaksi terhadap Br_2
c. persamaan laju reaksi
d. orde reaksi total
e. harga tetapan reaksi k
f. besar laju reaksi jika [NO] = 0,2 dan $[Br_2]$ = 0,1

Jawab:

Rumus persamaan laju reaksi adalah $v = k \cdot [NO]^x [Br_2]^y$

a. Orde reaksi terhadap NO, pilih konsentrasi Br_2 yang tetap, yaitu percobaan 1 dan 3.

$$\frac{v_1}{v_3} = \frac{k \cdot [NO]_1^x \cdot [Br_2]_1^y}{k \cdot [NO]_3^x \cdot [Br_2]_3^y}$$

$$\frac{6}{24} = \frac{k \cdot (0{,}1)^x \cdot (0{,}05)^y}{k \cdot (0{,}2)^x \cdot (0{,}05)^y}$$

$\frac{1}{4} = (\frac{1}{2})^x \Rightarrow x = 2$ Jadi, orde reaksi terhadap NO adalah 2.

b. Orde reaksi terhadap Br_2, pilih konsentrasi NO yang tetap, yaitu percobaan 1 dan 2.

$$\frac{v_1}{v_2} = \frac{k \cdot [NO]_1^x \cdot [Br_2]_1^y}{k \cdot [NO]_1^x \cdot [Br_2]_2^y}$$

$$\frac{6}{12} = \frac{k \cdot (0{,}1)^x \cdot (0{,}05)^y}{k \cdot (0{,}1)^x \cdot (0{,}1)^y}$$

$\frac{1}{2} = (\frac{1}{2})^y \Rightarrow y = 1$ Jadi, orde reaksi terhadap Br_2 adalah 1.

c. Rumus persamaan laju reaksi adalah $v = k \cdot [NO]^2 [Br_2]$.
d. Orde reaksi total adalah 2 + 1 = 3.
e. Untuk menentukan harga k, pilih salah satu percobaan, misal percobaan 2.

$v_2 = k \cdot [NO]_2^2 \cdot [Br_2]_2^1$

$12 = k \cdot (0{,}1)^2 \cdot (0{,}1)$

$k = \dfrac{12}{[0{,}01 \times 0{,}1]}$

$k = 1{,}2 \cdot 10^4\ M$

g. Besar laju reaksi jika [NO] = 0,1 dan $[Br_2]$ = 0,1 adalah:

$v_2 = k \cdot [NO]_2^2 \cdot [Br_2]_2^1$
$v_2 = 1{,}2 \cdot 10^4 \cdot (0{,}1)^2 \cdot (0{,}1)$
$v_2 = 12\ M$ detik^{-1}

D. Jenis-jenis Katalis

Berdasarkan wujudnya, katalis dapat dibedakan menjadi katalis homogen dan katalis heterogen (James E. Brady, 1990).

1. Katalis Homogen

Katalis homogen adalah katalis yang dapat bercampur secara homogen dengan zat pereaksinya karena mempunyai wujud yang sama.
Contoh:
a. Katalis dan pereaksi berwujud gas

$$2\ SO_2(g) + O_2(g) \xrightarrow{NO(g)} 2\ SO_3(g)$$

b. Katalis dan pereaksi berwujud cair

$$C_{12}H_{22}O_{11}(aq) + H_2O(l) \xrightarrow{H^+(aq)} \underset{\text{glukosa}}{C_6H_{12}O_6(aq)} + \underset{\text{fruktosa}}{C_6H_{12}O_6(aq)}$$

2. Katalis Heterogen

Katalis heterogen adalah katalis yang tidak dapat bercampur secara homogen dengan pereaksinya karena wujudnya berbeda.
Contoh:
Katalis berwujud padat, sedang pereaksi berwujud gas.

$$C_2H_4(g) + H_2(g) \xrightarrow{Ni(s)} C_2H_6(g)$$

3. Autokatalis

Autokatalis adalah zat hasil reaksi yang bertindak sebagai katalis.

Contoh:

CH_3COOH yang dihasilkan dari reaksi metil asetat dengan air merupakan autokatalis reaksi tersebut.

$$CH_3COOCH_3(aq) + H_2O(l) \longrightarrow CH_3COOH(aq) + CH_3OH(aq)$$

Dengan terbentuknya CH_3COOH, reaksi menjadi bertambah cepat.

4. Biokatalis

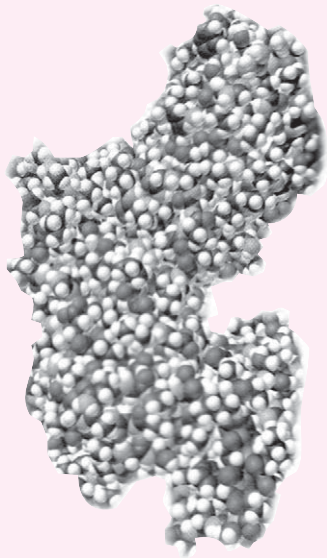
Biokatalis adalah katalis yang bekerja pada proses metabolisme, yaitu enzim.

Contoh:

Enzim hidrolase mempercepat pemecahan bahan makanan melalui reaksi hidrolisis.

Kimia di Sekitar Kita

ENZIM DAN BIOTEKNOLOGI



Gambar 3.12 Molekul enzim
Sumber: Chemistry, For Advanced Level, Ted Lister and Janet Renshaw, Stanley Thornes Publishers Ltd., 2000.

Beberapa enzim merubah substratnya sangat cepat, di mana kecepatannya menentukan langkah difusi dari substrat menjadi enzim. Kecepatan reaksi dapat terjadi dalam 1.000 molekul substrat tiap detik per molekul enzim. Bentuk molekul protein menentukan aktivitas katalis. Bentuk tersebut dapat dengan mudah berubah hanya dengan sedikit perubahan suhu atau pH. Ketika ini terjadi efisiensi protein sebagai katalis berkurang dan hal ini disebut sebagai *denature*.

Enzim mempunyai suhu optimum hampir sama dengan suhu badan (37 ^oC atau 310 K). Sampai dengan suhu ini kecepatan reaksi bertambah dengan suhu biasanya, dan di atas suhu ini kecepatan reaksi berkurang, sehingga enzim rusak.

Manusia telah menggunakan enzim untuk tujuan-tujuan mereka selama ribuan tahun, misalnya fermentasi gula menjadi alkohol dan mengubah susu menjadi keju dan yoghurt. Namun demikian, selama dua puluh tahun terakhir terjadi perkembangan yang sangat besar dalam bidang ini yang dikenal sebagai bioteknologi. Dimungkinkan mengatur molekul-molekul enzim dalam media padatan, sehingga enzim dapat disimpan untuk dapat digunakan lagi daripada dicampur dengan produknya dan mudah hilang setelah proses selesai. Enzim dapat berhasil dengan efektif sebagai katalis heterogen daripada sebagai katalis homogen.

Sekarang banyak obat-obatan yang khususnya disintesis dengan proses bioteknologi termasuk *insulin*, hormon yang diperlukan oleh penderita diabetes dan obat *interferon* yang memiliki bahan-bahan antivirus dan antikanker.

Enzim alkalin protease adalah unsur-unsur bahan bubuk pencuci yang menguraikan rantai protein, seperti darah pada suhu rendah dan pada kondisi sedikit basa dari larutan pencuci. Enzim lipase digunakan dalam proses pencucian untuk menguraikan rantai lemak.

Sumber: Chemistry, The Molecular Nature of Matter and Change, Martin S. Silberberg, 2000.

5. Inhibitor

Inhibitor adalah zat yang kerjanya memperlambat reaksi atau menghentikan reaksi.

Contoh:

I_2 atau CO bersifat inhibitor bagi reaksi:

$$2\ H_2(g) + O_2(g) \longrightarrow 2\ H_2O(l)$$

6. Racun Katalis

Racun katalis adalah inhibitor yang dalam jumlah sangat sedikit dapat mengurangi atau menghambat kerja katalis.

Contoh:

CO_2, CS_2, atau H_2S merupakan racun katalis pada reaksi:

$$2\ H_2(g) + O_2(g) \xrightarrow{Pt} 2\ H_2O(l)$$

B. Hubungan antara Katalis dengan Energi Pengaktifan

Dalam suatu reaksi, peran katalis adalah untuk menurunkan energi aktivasi dengan jalan mengubah *mekanisme reaksi*, yaitu dengan jalan menambah tahap-tahap reaksi. Katalis ikut serta dalam suatu tahap reaksi, akan tetapi pada akhir reaksi katalis terbentuk kembali (James E. Brady, 1990).

Contoh:

$O_2(g) + 2\ SO_2(g) \longrightarrow 2\ SO_3(g)$ (energi aktivasi tinggi)

Setelah ditambahkan gas NO yang bertindak sebagai katalis, tahap-tahap reaksi menjadi:

$2\ NO(g) + O_2(g) \longrightarrow 2\ NO_2(g)$ (energi aktivasi rendah)

$2\ NO_2(g) + 2\ SO_2(g) \longrightarrow 2\ SO_3(g) + 2\ NO(g)$ (energi aktivasi rendah)

$$O_2(g) + 2\ SO_2(g) \xrightarrow{NO(g)} 2\ SO_3(g)$$

Dengan adanya katalis ini, energi aktivasi menjadi lebih rendah, sehingga persentase partikel yang mempunyai energi lebih besar dari energi aktivasi.

Hal ini mengakibatkan tumbukan efektif menjadi lebih sering terjadi, sehingga reaksi berjalan lebih cepat.

Latihan 3.3

1. Pada percobaan reaksi $A + B \rightarrow AB$ diperoleh data-data percobaan sebagai berikut.

[*A*] (*M*)	[*B*] (*M*)	Laju Reaksi (*M* detik^{-1})
0,1	0,1	8
0,1	0,2	16
0,2	0,2	32

Tentukan:
a. orde reaksi terhadap *A*
b. orde reaksi terhadap *B*
c. orde reaksi total
d. harga tetapan *k*
e. persamaan laju reaksi
f. besarnya laju reaksi bila [*A*] dan [*B*] sebesar 0,5 *M*

2. Pada percobaan reaksi $P + 2Q \rightarrow PQ_2$ diperoleh data-data percobaan sebagai berikut.

No.	[*P*] (*M*)	[*Q*] (*M*)	Waktu Reaksi (detik)
1.	0,1	0,1	128
2.	0,2	0,1	64
3.	0,1	0,2	32
4.	0,2	0,4	*x*

Tentukan:
a. orde reaksi terhadap *P*
b. orde reaksi terhadap *Q*
c. orde reaksi total
d. harga tetapan *k*
e. persamaan laju reaksi
f. besarnya *x*

3. Pada percobaan reaksi $2\,NO(g) + Br_2(g) \longrightarrow 2\,NOBr(g)$ diperoleh data-data percobaan:

No.	[NO] (*M*)	[Br_2] (*M*)	Laju Reaksi (*M* detik^{-1})
1.	0,1	0,05	6
2.	0,1	0,1	12
3.	0,1	0,2	24
4.	0,2	0,2	24

Tentukan:
a. orde reaksi terhadap NO
b. orde reaksi terhadap Br_2
c. orde reaksi total
d. harga tetapan *k*
e. persamaan laju reaksi
f. besar laju reaksi bila konsentrasi Br_2 0,5 *M*

4. Jelaskan perbedaan katalis homogen dengan heterogen! Sebutkan contohnya masing-masing!
5. Jelaskan perbedaan antara autokatalis, biokatalis, dan inhibitor! Sebutkan masing-masing contohnya!
6. Jelaskan yang dimaksud dengan katalis racun dan sebutkan contohnya!
7. Jelaskan hubungan antara katalis dengan energi pengaktifan!

Rangkuman

1. Molaritas menyatakan jumlah mol zat yang terlarut dalam satu liter larutan.
2. Laju reaksi adalah laju berkurangnya jumlah molaritas reaktan atau laju bertambahnya jumlah molaritas produk per satuan waktu.

 $v = -\frac{\Delta[R]}{\Delta t}$ atau $v = +\frac{\Delta[P]}{\Delta t}$
3. Faktor-faktor yang mempengaruhi laju reaksi adalah konsentrasi, luas permukaan, suhu, dan katalisator.
4. Energi pengaktifan atau energi aktivasi adalah energi minimum yang diperlukan untuk berlangsungnya suatu reaksi.
5. Persamaan laju reaksi menyatakan hubungan antara konsentrasi pereaksi dengan laju reaksi.

 Reaksi: $x\,A + y\,B \rightarrow p\,C + q\,D$

 Persamaan laju reaksinya adalah: $v = k \cdot [A]^x \cdot [B]^y$
6. Orde reaksi atau tingkat reaksi adalah bilangan pangkat pada persamaan reaksi yang bersangkutan.
7. Orde reaksi total adalah jumlah bilangan pangkat konsentrasi pereaksi-pereaksi.
8. Katalis homogen adalah katalis yang dapat bercampur secara homogen dengan zat pereaksinya karena mempunyai wujud yang sama.
9. Katalis heterogen adalah katalis yang tidak dapat bercampur secara homogen dengan pereaksinya karena wujudnya berbeda.
10. Autokatalis adalah zat hasil reaksi yang bertindak sebagai katalis.
11. Biokatalis adalah katalis yang bekerja pada proses metabolisme, yaitu enzim.
12. Inhibitor adalah zat yang kerjanya memperlambat reaksi atau menghentikan reaksi.
13. Racun katalis adalah inhibitor yang dalam jumlah sangat sedikit dapat mengurangi atau menghambat kerja katalis.

Uji Kompetensi

I. Berilah tanda silang (X) huruf A, B, C, D, atau E pada jawaban yang paling benar!

1. Larutan asam nitrat (HNO_3) dengan M_r = 63 mempunyai konsentrasi 1 molar, artinya
 A. dalam 1 liter larutannya mengandung 63 gram HNO_3
 B. dalam 1 liter pelarut terdapat 63 gram HNO_3
 C. dalam 1 liter air mengandung 63 gram HNO_3
 D. sebanyak 63 gram HNO_3 dilarutkan dalam 100 mL air
 E. sebanyak 63 gram HNO_3 dilarutkan sampai 100 mL
2. Molaritas asam nitrat pekat 63% dengan massa jenis 1,3 kg/liter adalah (M_r HNO_3 = 63)
 A. 6,3 *M*
 B. 6,5 *M*
 C. 10 *M*
 D. 13 *M*
 E. 63 *M*
3. Jika ke dalam 10 mL larutan asam sulfat (H_2SO_4) 2 M ditambahkan air sebanyak 90 mL, maka konsentrasi larutan asam sulfat sekarang adalah
 A. 0,002 *M*
 B. 0,02 *M*
 C. 0,2 *M*
 D. 2 *M*
 E. 20 *M*
4. Sebanyak 10 mL larutan HCl 2 *M* dicampur dengan 140 mL larutan HCl 0,5 *M*. Konsentrasi larutan HCl sekarang adalah
 A. 0,2 *M*
 B. 0,3 *M*
 C. 0,4 *M*
 D. 0,5 *M*
 E. 0,6 *M*
5. Larutan urea [$CO(NH_2)_2$] dibuat dengan jalan melarutkan 3 gram urea ke dalam air sampai volume 250 mL. Konsentrasi larutan urea yang dibuat adalah (M_r urea = 60)
 A. 0,1 *M*
 B. 0,2 *M*
 C. 0,3 *M*
 D. 0,4 *M*
 E. 0,5 *M*
6. Diketahui reaksi $P + Q \rightarrow R + S$. Pernyataan yang ***benar*** untuk menunjukkan laju reaksi adalah
 A. $v_P = +\frac{\Delta[P]}{\Delta t}$
 B. $v_Q = +\frac{\Delta[Q]}{\Delta t}$
 C. $v_P = -\frac{\Delta[P]}{\Delta t}$
 D. $v_R = -\frac{\Delta[R]}{\Delta t}$
 E. $v_S = -\frac{\Delta[S]}{\Delta t}$

7. Suatu reaksi melibatkan zat *A* dan *B*, sehingga menghasilkan reaksi dengan persamaan $A(g) + 2\ B(g) \rightarrow C(g)$. Konsentrasi awal zat *A* adalah 0,8 mol/liter. Setelah 10 detik ternyata didapatkan 0,2 mol/liter zat *C*. Ungkapan laju reaksi yang tepat bagi reaksi tersebut adalah

 A. $v_A = \frac{0{,}5}{10}$ molar/detik

 B. $v_A = \frac{0{,}8 - 0{,}2}{10}$ molar/detik

 C. $v_B = \frac{0{,}8 - 0{,}4}{10}$ molar/detik

 D. $v_A = \frac{0{,}8 - 0{,}2}{10}$ mol/detik

 E. $v_C = \frac{0{,}2}{10}$ mol/detik

8. Di bawah ini yang ***tidak*** mempengaruhi laju reaksi adalah
 A. katalis
 B. suhu
 C. luas permukaan
 D. gerak partikel
 E. konsentrasi

9. Pada percobaan yang mereaksikan logam magnesium dengan larutan HCl didapatkan data sebagai berikut.

Percobaan	Massa Mg (gram)	Wujud Mg	Konsentrasi HCl (*M*)	Pengamatan
1	10	serbuk	1	timbul gas
2	10	kepingan	1	timbul gas
3	10	batangan	1	timbul gas
4	10	serbuk	2	timbul gas
5	10	batangan	2	timbul gas

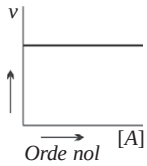
 Reaksi yang paling cepat terjadi adalah pada percobaan ke-
 A. 1
 B. 2
 C. 3
 D. 4
 E. 5

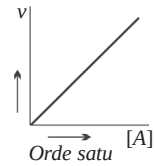
10. Suatu reaksi yang melibatkan zat *X* dan *Y* menghasilkan reaksi sebagai berikut.

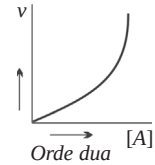
 $2\ X(g) + 2\ Y(g) \rightarrow Z(g)$

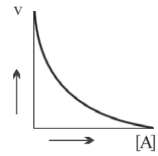
 Diperoleh data bahwa reaksi tersebut merupakan pangkat 2 terhadap pereaksi X dan orde total reaksi adalah 3. Rumus persamaan laju reaksi yang benar bagi reaksi tersebut adalah
 A. $v = k\ [X]^2[Y]$
 B. $v = k\ [X][Y][Z]$
 C. $v = k\ [X][Y]^2$
 D. $v = k\ [X]^2[Z]$
 E. $v = k\ [Z]^3$

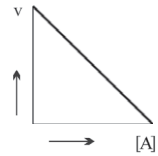
11. Dari reaksi $A_2B(g) \rightarrow 2A(g) + B(g)$ diketahui bahwa reaksi tersebut berorde dua terhadap A_2B. Grafik yang menyatakan hubungan antara laju reaksi dengan konsentrasi A_2B adalah

A. 

B. 

C. 

D. 

E. 

12. Dari percobaan reaksi:

$CaCO_3(s) + 2\ HCl(aq) \rightarrow CaCl_2(aq) + CO_2(g) + H_2O(g)$

diperoleh data data sebagai berikut.

Percobaan	Bentuk $CaCO_3$	Konsentrasi 25 mL HCl (*M*)	Waktu Reaksi (detik)	Suhu (°C)
1	10 gram serbuk	0,2	4	25
2	10 gram butiran	0,2	6	25
3	10 gram bongkahan	0,2	10	25
4	10 gram butiran	0,4	3	25
5	10 gram butiran	0,2	3	35

Pada percobaan 1 dan 3, laju reaksi dipengaruhi oleh

A. temperatur
B. katalis
C. sifat-sifat
D. konsentrasi
E. luas permukaan

13. Energi minimum yang diperlukan oleh sebuah reaksi agar dapat berlangsung disebut energi

A. potensial
B. gerak
C. kinetik
D. reaksi
E. aktivasi

14. Kenaikan suhu akan mempercepat laju reaksi. Hal tersebut disebabkan karena kenaikan suhu akan
 A. menaikkan energi pengaktifan zat yang bereaksi
 B. memperbesar konsentrasi zat yang bereaksi
 C. memperbesar energi kinetik molekul pereaksi
 D. memperbesar tekanan ruang terjadinya reaksi
 E. memperbesar luas permukaan

15. Laju reaksi dari suatu reaksi tertentu menjadi dua kali lipat setiap kenaikan suhu 10 °C. Suatu reaksi berlangsung pada suhu 30 °C. Jika suhu ditingkatkan menjadi 100 °C maka laju reaksi akan menjadi ... kali lebih cepat dari semula.
 A. 128
 B. 64
 C. 32
 D. 16
 E. 8

16. Untuk reaksi $A + B \rightarrow C$, ternyata jika konsentrasi awal A dinaikkan menjadi dua kali (konsentrasi B tetap), maka laju reaksi menjadi dua kali lebih besar. Bila konsentrasi awal A dan B masing-masing dinaikkan tiga kali, maka laju reaksi menjadi 27 kali lebih besar. Persamaan laju reaksi tersebut adalah
 A. $v = k \cdot [A]^2[B]^2$
 B. $v = k \cdot [A][B]$
 C. $v = k \cdot [A]^2[B]$
 D. $v = k \cdot [A][B]^3$
 E. $v = k \cdot [A]\,[B]^2$

17. Reaksi antara gas H_2 dan O_2 pada suhu 25 ^oC berlangsung sangat lambat, tetapi ketika ditambah serbuk *Pt*, reaksi menjadi lebih cepat. Hal ini menunjukkan bahwa laju reaksi dipengaruhi oleh
 A. temperatur
 B. katalis
 C. sifat-sifat
 D. konsentrasi
 E. luas permukaan

18. Untuk reaksi $A + B \rightarrow C + D$ diperoleh data sebagai berikut.

Percobaan	[*A*] (mol/liter)	[*B*] (mol/liter)	Laju Reaksi (mol/liter.detik)
1	0,1	0,1	x
2	0,2	0,2	8x
3	0,1	0,3	9x

Orde reaksi terhadap *A* adalah
 A. 1
 B. 2
 C. 3
 D. 4
 E. 5

19. Dari reaksi $Br_2(g) + 2\ NO(g) \rightarrow 2\ NOBr(g)$, diperoleh data eksperimen sebagai berikut.

Percobaan	[NO] (mol/liter)	[Br_2] (mol/liter)	Waktu Pembentukan NOBr (detik)
1	0,1	0,1	108
2	0,1	0,2	48
3	0,2	0,1	24
4	0,3	0,1	12

Orde reaksi total dari reaksi tersebut adalah

A. 1
B. 2
C. 3
D. 4
E. 5

20. Untuk reaksi $P + Q + R \rightarrow$ hasil, diperoleh data sebagai berikut.

No.	[*P*] (*M*)	[*Q*] (*M*)	[*R*] (*M*)	Laju Reaksi (*M*/detik)
1.	0,10	0,10	0,10	0,100
2.	0,10	0,10	0,05	0,025
3.	0,10	0,20	0,05	0,050
4.	0,20	0,20	0,10	0,400

Persamaan laju untuk reaksi tersebut adalah

A. $v = k\,[P]^2[Q]$
B. $v = k\,[P]^2[Q][R]$
C. $v = k\,[P][Q][R]$
D. $v = k\,[P][Q]^2[R]$
E. $v = k\,[P][Q][R]^2$

II. Kerjakan soal-soal berikut ini dengan benar!

1. Asam klorida pekat mengandung 37% massa HCl dan massa jenis 1,19 kg/liter.
 a. Berapakah molaritas larutan asam klorida tersebut? (M_r HCl = 36,5)
 b. Berapa mL asam klorida ini diperlukan untuk membuat 500 mL larutan HCl 2 *M*?
2. Diketahui reaksi:

 $2\ H_2O_2(aq) + 2\ I^-(aq) \rightarrow 2\ H_2O(l) + I_2(aq)$

 Pada suatu percobaan, sebanyak 1 liter larutan H_2O_2 2 *M* dicampur dengan 1 liter larutan I^- 1 *M*. Ternyata setelah 10 detik terbentuk 0,04 mol I_2.
 a. Tentukan laju reaksi pembentukan I_2!
 b. Tentukan laju reaksi untuk H_2O_2!
3. Suatu reaksi berlangsung dua kali lebih cepat setiap kali suhu dinaikkan 10 °C. Jika laju reaksi pada suhu 25 °C adalah *x* molar/detik, tentukan laju reaksinya pada suhu 55 °C!

4. Reaksi antara gas nitrogen dioksida dengan gas CO:

 $NO_2(g) + CO(g) \rightarrow NO(g) + CO_2(g)$

 Reaksi tersebut mempunyai persamaan laju reaksi $v = k \cdot [NO_2]^2 \cdot [CO]$.
 a. Berapa orde reaksi terhadap masing-masing pereaksi?
 b. Berapa orde reaksi totalnya?
 c. Jika masing-masing konsentrasi pereaksi diperbesar dua kali semula, bagaimana dengan perubahan laju reaksinya?
 d. Bagaimana perubahan laju reaksinya, jika konsentrasi NO_2 diperbesar dua kali sedangkan konsentrasi CO dipertahankan tetap?

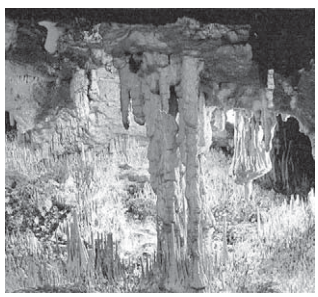
5. Diketahui data percobaan reaksi $2\,A(g) + B(g) + C(g) \rightarrow$ hasil reaksi, sebagai berikut.

Percobaan	[A] (mol/liter)	[B] (mol/liter)	[C] (mol/liter)	v (mol/liter.detik)
1	0,1	0,1	0,1	0,01
2	0,2	0,1	0,1	0,02
3	0,2	0,2	0,1	0,04
4	0,3	0,3	0,3	0,09
5	0,5	0,4	0,2	x

 a. Tentukan persamaan laju reaksinya!
 b. Tentukan harga dan satuan tetapan jenis reaksi (k)!
 c. Tentukan harga x!

BAB 4

Kesetimbangan Kimia



Tujuan Pembelajaran:

Setelah mempelajari bab ini, Anda diharapkan mampu:

1. Menjelaskan reaksi kesetimbangan dan keadaan setimbang.
2. Menjelaskan faktor-faktor yang mempengaruhi pergeseran kesetimbangan.
3. Menentukan harga tetapan kesetimbangan (K_c).
4. Menentukan harga tetapan kesetimbangan parsial gas (K_p).
5. Menjelaskan hubungan antara K_c *dan* K_p.
6. Menjelaskan penerapan kesetimbangan kimia pada bidang industri.

Kata Kunci

Reaksi reversibel, reaksi ireversibel, kesetimbangan dinamis, asas Le Chatelier, pergeseran kesetimbangan, tetapan kesetimbangan (K_c), kesetimbangan parsial gas, derajat disosiasi, proses Haber-Bosch, proses kontak.

Pengantar

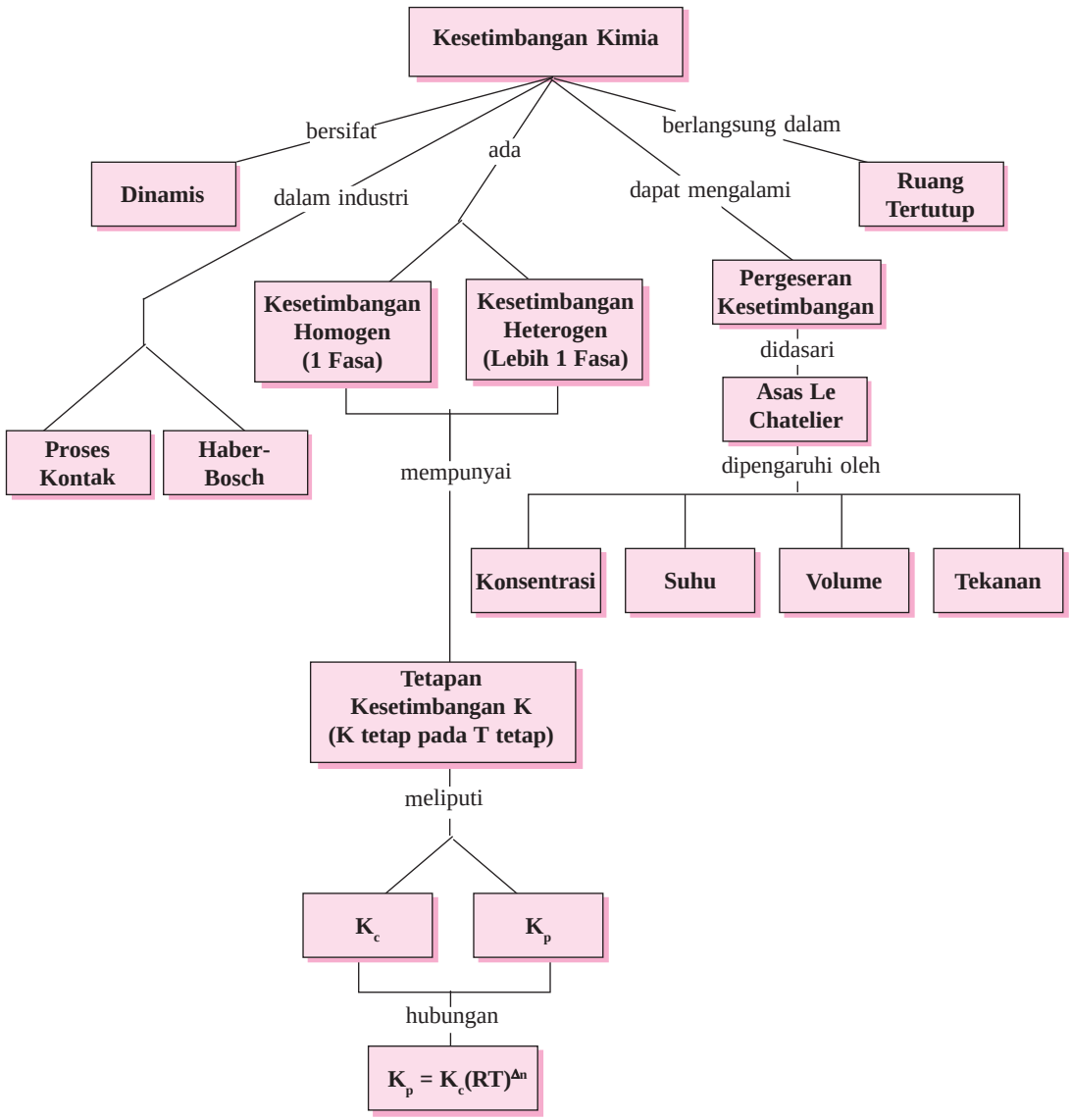
Di alam sekitar kita banyak terjadi reaksi-reaksi kimia, seperti fotosintesis. *Fotosintesis* adalah proses kimia yang mengubah karbon dioksida dan air menjadi karbohidrat dan oksigen, di mana reaksi ini berkataliskan klorofil dan menggunakan sinar matahari sebagai energi untuk reaksi.

$$6\ CO_2(g) + 6\ H_2O(l) \longrightarrow \underset{\text{glukosa}}{C_6H_{12}O_6(s)} + 6\ O_2(g)$$

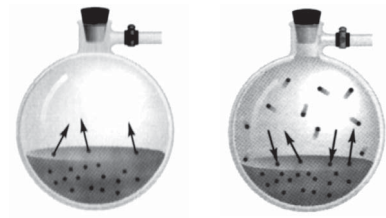
Reaksi pembakaran bahan bakar bensin menghasilkan energi untuk menjalankan kendaraan. Reaksi perkaratan logam (misal besi) terjadi karena reaksi antara logam dengan oksigen di udara. Dari reaksi-reaksi tersebut, apakah zat hasil reaksi dapat kembali lagi menjadi zat semula? Apakah glukosa dapat kembali menjadi klorofil? Apakah energi yang dihasilkan untuk menggerakkan kendaraan dapat kembali lagi menjadi bensin? Apakah besi berkarat dapat kembali menjadi besi yang bersih seperti semula? Reaksi-reaksi tersebut merupakan *reaksi kimia satu arah* (*ireversibel*), yaitu reaksi kimia di mana zat-zat hasil reaksi *tidak* dapat kembali lagi menjadi zat-zat semula.

Peta Konsep

Kesetimbangan Kimia



Apabila air dalam sebuah tempat tertutup (sistem tertutup atau pada suhu kamar) dipanaskan, beberapa molekul air pada permukaan akan bergerak cukup cepat untuk lepas dari cairan dan menguap. Apabila air berada dalam ruang terbuka, tidak mungkin molekul air akan kembali lagi, sehingga uap yang terbentuk akan habis. Namun, jika air berada pada suatu tempat tertutup seperti gambar 4.1, maka akan terdapat perbedaan. Uap yang terbentuk tidak dapat melepaskan diri dan akan bertabrakan dengan air-air di permukaan dan akan kembali pada cairan (dengan kata lain mengembun). Pada awalnya kecepatan pengembunan rendah, saat terdapat sedikit molekul dalam uap. Penguapan akan berlanjut dengan kecepatan yang lebih besar daripada pengembunan. Oleh karena itu, volume air akan menyusut dan molekul-molekul uap akan bertambah. Bertambahnya molekul-molekul uap mengakibatkan molekul-molekul tersebut saling bertabrakan, dan bergabung dengan cairan. Pada akhirnya, kecepatan penguapan dan pengembunan akan sama. Keadaan di mana reaksi berlangsung terus-menerus dan kecepatan membentuk zat produk sama dengan kecepatan menguraikan zat pereaksi disebut *kesetimbangan dinamik*. Reaksi kimia yang dapat balik (zat-zat produk dapat kembali menjadi zat-zat semula) disebut *reaksi reversibel*.



Gambar 4.1 Kesetimbangan air dalam bentuk cair dan gas dalam sistem tertutup. Sumber: Chemistry, The Molecular Nature of Matter and Change, Martin S. Silberberg, 2000.

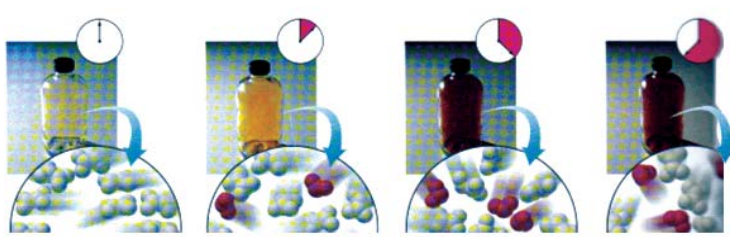
Ciri-ciri kesetimbangan dinamis adalah:

1. Reaksi berlangsung terus-menerus dengan arah yang berlawanan.
2. Terjadi pada ruang tertutup, suhu, dan tekanan tetap.
3. Kecepatan reaksi ke arah produk (hasil reaksi) sama dengan kecepatan reaksi ke arah reaktan (zat-zat pereaksi).
4. Tidak terjadi *perubahan makroskopis*, yaitu perubahan yang dapat dilihat, tetapi terjadi *perubahan mikroskopis*, yaitu perubahan tingkat partikel (tidak dapat dilihat).
5. Setiap komponen tetap ada.

Pada reaksi kesetimbangan peruraian gas N_2O_4 menjadi gas NO_2, tercapai keadaan setimbang saat kecepatan terurainya N_2O_4 sama besarnya dengan kecepatan membentuk kembali N_2O_4.

$$N_2O_4(g) \rightleftharpoons 2\ NO_2(g)$$

Tercapainya kesetimbangan dinamis peruraian N_2O_4 dapat dilihat pada gambar 4.2.



(a) (b) (c) (d)

Gambar 4.2 (a) Reaksi dimulai, campuran reaksi terdiri dari N_2O_4 tidak berwarna, **(b)** N_2O_4 terurai membentuk NO_2 cokelat kemerahan, warna campuran jadi cokelat, **(c)** Kesetimbangan tercapai, konsentrasi NO_2 dan N_2O_4 konstan dan warna campur-an mencapai warna final, **(d)** Karena reaksi berlangsung terus-menerus dengan kecepatan sama, maka konsentrasi dan warna konstan. Sumber: Chemistry, The Molecular Nature of Matter and Change, Martin S. Silberberg, 2000.

Dalam sistem terbuka (di alam sekitar kita) terjadi kesetimbangan kimia (reaksi bolak-balik/dua arah/reversibel), yaitu proses siklus oksigen, siklus air, dan siklus nitrogen. Dengan adanya kesetimbangan kimia (reaksi reversibel/dua arah), maka makhluk hidup tidak kehabisan oksigen untuk bernapas dan tidak kehabisan air untuk keperluan sehari-hari.

Tugas Kelompok

Diskusikan dengan kelompok Anda mengenai:
1. proses terjadinya siklus oksigen
2. proses terjadinya siklus nitrogen
3. proses terjadinya siklus air

4.1 Keadaan Kesetimbangan

Reaksi yang dapat berlangsung dalam dua arah disebut *reaksi dapat balik* (*reversibel*). Apabila dalam suatu reaksi kimia, kecepatan reaksi ke kanan sama dengan kecepatan reaksi ke kiri, maka reaksi dikatakan dalam keadaan setimbang. Secara umum, reaksi kesetimbangan dapat dinyatakan sebagai:

$$\mathbf{A + B} \rightleftharpoons \mathbf{C + D}$$

Ada dua macam sistem kesetimbangan, yaitu kesetimbangan dalam sistem homogen dan kesetimbangan dalam sistem heterogen.

A. Kesetimbangan dalam Sistem Homogen

1. Kesetimbangan dalam sistem gas–gas
 Contoh:
 $2\ SO_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2\ SO_3(g)$
2. Kesetimbangan dalam sistem larutan–larutan
 Contoh:
 $NH_4OH(aq) \rightleftharpoons NH_4^+(aq) + OH^-(aq)$

B. Kesetimbangan dalam Sistem Heterogen

1. Kesetimbangan dalam sistem padat–gas
 Contoh:
 $CaCO_3(s) \rightleftharpoons CaO(s) + CO_2(g)$
2. Kesetimbangan dalam sistem padat–larutan
 Contoh:
 $BaSO_4(s) \rightleftharpoons Ba^{2+}(aq) + SO_4^{2-}(aq)$

3. Kesetimbangan dalam sistem larutan–padat–gas

Contoh:

$Ca(HCO_3)_2(aq) \rightleftharpoons CaCO_3(s) + H_2O(l) + CO_2(g)$

Latihan 4.1

1. Jelaskan perbedaan antara reaksi satu arah (ireversibel) dengan reaksi dua arah (reversibel), dan berikan contohnya!
2. Apakah yang dimaksud dengan kesetimbangan dinamis?
3. Sebutkan beberapa contoh kesetimbangan dinamis dalam kehidupan sehari-hari!
4. Jelaskan perbedaan antara kesetimbangan homogen dengan kesetimbangan heterogen! Berikan masing-masing contohnya!

4.2 Pergeseran Kesetimbangan

Apakah yang akan terjadi bila simpanan air di bumi habis? Penggundulan hutan karena pohon-pohon ditebang untuk diambil kayunya atau membuka lahan untuk ladang. Tidak ada simpanan air tanah. Siklus air menjadi terganggu, sehingga sistem kesetimbangan air di alam juga akan terganggu. Kalau ada pengaruh dari luar, sistem kesetimbangan akan mengadakan aksi untuk mengurangi pengaruh atau gangguan tersebut. **Asas Le Chatelier** menyatakan: "Bila pada sistem kesetimbangan diadakan aksi, maka sistem akan mengadakan reaksi sedemikian rupa, sehingga pengaruh aksi itu menjadi sekecil-kecilnya". Perubahan dari keadaan kesetimbangan semula ke keadaan kesetimbangan yang baru akibat adanya aksi atau pengaruh dari luar itu dikenal dengan *pergeseran kesetimbangan* (Martin S. Silberberg, 2000). Faktor-faktor yang dapat mempengaruhi pergeseran kesetimbangan adalah:

1. perubahan konsentrasi salah satu zat
2. perubahan volume atau tekanan
3. perubahan suhu

A. Perubahan Konsentrasi

Apabila dalam sistem kesetimbangan homogen, konsentrasi salah satu zat diperbesar, maka kesetimbangan akan bergeser ke arah yang berlawanan dari zat tersebut. Sebaliknya, jika konsentrasi salah satu zat diperkecil, maka kesetimbangan akan bergeser ke pihak zat tersebut. Bila zat diencerkan dengan menambah air pada sistem, maka kesetimbangan bergeser pada jumlah molekul terbanyak.

Contoh 4.1

1. Ke arah mana kesetimbangan bergeser bila pada reaksi kesetimbangan:

 $2\ SO_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2\ SO_3(g)$

 a. SO_2 ditambah?
 b. SO_3 ditambah?
 c. O_2 dikurangi?
 d. SO_3 dikurangi?

 Jawab:

 a. Bila pada sistem kesetimbangan ini ditambahkan gas SO_2, maka kesetimbangan akan bergeser ke kanan.
 b. Bila pada sistem kesetimbangan ini dikurangi gas SO_3, maka kesetimbangan akan bergeser ke kiri.
 c. Bila pada sistem kesetimbangan ini dikurangi O_2, maka kesetimbangan akan bergeser ke kiri.
 d. Bila pada sistem kesetimbangan ini dikurangi SO_3, maka kesetimbangan akan bergeser ke kanan.

2. Pada reaksi kesetimbangan:

 $Ag^+(aq) + Fe^{2+}(aq) \rightleftharpoons Ag(s) + Fe^{3+}(aq)$

 ke arah mana kesetimbangan bergeser, jika:
 a. ditambah Ag^+?
 b. ditambah Fe^{3+}?
 c. campuran diencerkan dengan menambah H_2O pada sistem?

 Jawab:

 Jumlah molekul (koefisien) ruas kiri = 1 + 1 = 2
 Jumlah molekul (koefisien) ruas kanan = 1 (Ag*(s)* padat maka koefisien tidak dihitung)
 a. Jika reaksi ditambah Ag^+, maka kesetimbangan bergeser ke kanan.
 b. Jika reaksi ditambah Fe^{3+}, maka kesetimbangan bergeser ke kiri.
 c. Jika reaksi ditambah air (pengenceran), maka kesetimbangan bergeser pada jumlah molekul terbanyak (ke kiri).

B. Perubahan Volume atau Tekanan

Jika dalam suatu sistem kesetimbangan dilakukan aksi yang menyebabkan perubahan volume (bersamaan dengan perubahan tekanan), maka dalam sistem akan mengadakan reaksi berupa pergeseran kesetimbangan sebagai berikut.

1. Jika tekanan diperbesar (volume diperkecil), maka kesetimbangan akan bergeser ke arah *jumlah koefisien reaksi kecil.*
2. Jika tekanan diperkecil (volume diperbesar), maka kesetimbangan akan bergeser ke arah *jumlah koefisien reaksi besar.*

Catatan

Pada sistem kesetimbangan di mana jumlah koefisien reaksi sebelah kiri sama dengan jumlah koefisien reaksi sebelah kanan, maka perubahan tekanan atau volume *tidak menggeser* letak kesetimbangan.

Contoh:
Pada reaksi kesetimbangan:

$N_2(g) + 3\ H_2(g) \rightleftharpoons 2\ NH_3(g)$

jumlah koefisien reaksi di kanan = 2
jumlah koefisien reaksi di kiri = 1 + 3 = 4

- Bila pada sistem kesetimbangan tersebut tekanan diperbesar (volume diperkecil), maka kesetimbangan akan bergeser ke kanan (jumlah koefisien kecil).
- Bila pada sistem kesetimbangan tersebut tekanan diperkecil (volume diperbesar), maka kesetimbangan akan bergeser ke kiri (jumlah koefisien besar).

C. Perubahan suhu

Menurut **Van't Hoff**:

1. Bila pada sistem kesetimbangan suhu dinaikkan, maka kesetimbangan reaksi akan bergeser ke arah yang *membutuhkan kalor* (ke arah reaksi endoterm).
2. Bila pada sistem kesetimbangan suhu diturunkan, maka kesetimbangan reaksi akan bergeser ke arah yang *membebaskan kalor* (ke arah reaksi eksoterm).

Contoh:

$2\ NO(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2\ NO_2(g) \quad \Delta H = -216\ kJ$

(reaksi ke kanan eksoterm)

Reaksi ke kanan eksoterm berarti reaksi ke kiri endoterm.

- Jika pada reaksi kesetimbangan tersebut suhu dinaikkan, maka kesetimbangan akan bergeser ke kiri (ke arah endoterm atau yang membutuhkan kalor).
- Jika pada reaksi kesetimbangan tersebut suhu diturunkan, maka kesetimbangan akan bergeser ke kanan (ke arah eksoterm).

Latihan 4.2

1. Pada reaksi kesetimbangan:

 $HC_2H_3O_2(g) + H_2O(aq) \rightleftharpoons C_2H_3O_2^-(aq) + H_3O^+(aq)$

 ke arah mana kesetimbangan bergeser, jika pada kesetimbangan:
 a. ditambah $HC_2H_3O_2(g)$?
 b. $HC_2H_3O_2(g)$ dikurangi?
2. Pada reaksi kesetimbangan:

 $H_2(g) + I_2(g) \rightleftharpoons 2\ HI(g)$

 ke arah mana kesetimbangan bergeser, bila:
 a. ditambah H_2?
 b. HI dikurangi?
 c. tekanan sistem diperbesar?
3. Pada reaksi kesetimbangan:

 $C(s) + CO_2(g) \rightleftharpoons 2\ CO(g) \quad \Delta H = 120$ kJ

 bagaimana pengaruhnya terhadap CO, jika:
 a. ditambah CO_2?
 b. suhu dinaikkan?
 c. suhu diturunkan?
 d. tekanan diperbesar?
4. Pada reaksi kesetimbangan:

 $PCl_3(g) + Cl_2(g) \rightleftharpoons PCl_5(g) \quad \Delta H = -215$ kJ

 jelaskan cara-cara yang ditempuh untuk memperoleh PCl_5 sebanyak-banyaknya!

D. Pengaruh Katalisator terhadap Kesetimbangan

Fungsi katalisator dalam reaksi kesetimbangan adalah mempercepat tercapainya kesetimbangan dan *tidak* merubah letak kesetimbangan (harga tetapan kesetimbangan K_c tetap). Hal ini disebabkan katalisator mempercepat reaksi ke kanan dan ke kiri sama besar.

4.3 Tetapan Kesetimbangan

Menurut **Cato Guldberg** dan **Waage,** pada suhu tetap, harga tetapan kesetimbangan akan tetap. Hukum Cato Guldberg dan Waage berbunyi: "Dalam keadaan kesetimbangan pada *suhu tetap*, maka hasil kali konsentrasi zat-zat hasil reaksi dibagi dengan hasil kali konsentrasi pereaksi yang sisa di mana masing-masing konsentrasi itu dipangkatkan dengan koefisien reaksinya adalah *tetap*."

Sumber: *Chemistry, The Molecular Nature of Matter and Change*, Martin S. Silberberg, 2000.

A. Tetapan Kesetimbangan Konsentrasi

Pernyataan tersebut juga dikenal sebagai hukum kesetimbangan.
Untuk reaksi kesetimbangan:

$a\,A + b\,B \rightleftharpoons c\,C + d\,D$

maka:

$$K_c = \frac{[C]^c[D]^d}{[A]^a[B]^b}$$

K_c adalah konstanta atau tetapan kesetimbangan konsentrasi yang *harganya tetap selama suhu tetap*. [*A*], [*B*], [*C*], dan [*D*] adalah konsentrasi zat *A*, *B*, *C*, dan *D* (satuan *M* (molaritas) atau mol/liter).

Sumber: *General Chemistry, Principles & Structure*, James E. Brady, 1990

Catatan

Zat-zat yang terdapat dalam kesetimbangan berbentuk padat *(s)*, larutan *(aq)*, gas *(g)*, dan cair *(l)*. Tetapi yang dimasukkan dalam tetapan kesetimbangan konsentrasi hanya zat-zat yang berbentuk *gas* (*g*) dan *larutan* (*aq*) saja. Hal ini disebabkan konsentrasi zat padat adalah tetap dan nilainya telah terhitung dalam harga K_c itu.

Contoh:

1. $C(s) + CO_2(g) \rightleftharpoons 2\,CO(g)$

 $$K_c = \frac{[CO]^2}{[CO_2]}$$

2. $Zn(s) + Cu^{2+}(aq) \rightleftharpoons Zn^{2+}(aq) + Cu(s)$

 $$K_c = \frac{[Zn^{2+}]}{[Cu^{2+}]}$$

3. $CH_3COO^-(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons CH_3COOH(aq) + OH^-(aq)$

 $$K_c = \frac{[CH_3COOH][OH^-]}{[CH_3COO^-]}$$

4. $2\,HI(g) \rightleftharpoons H_2(g) + I_2(g)$

 $$K_c = \frac{[H_2][I_2]}{[HI]^2}$$

B. Menentukan Harga Tetapan Kesetimbangan Konsentrasi (K_c)

Contoh 4.2

1. Dalam ruang satu liter, satu mol zat *AB* direaksikan dengan satu mol zat *CD* menurut persamaan reaksi:

 $AB(g) + CD(g) \rightleftharpoons AD(g) + BC(g)$

 Setelah kesetimbangan tercapai ternyata tersisa 0,25 mol senyawa *CD*. Tentukan tetapan kesetimbangan untuk reaksi ini!

 Jawab:

Persamaan reaksi :	$AB(g)$	+ $CD(g)$	$\rightleftharpoons$	$AD(g)$	+ $BC(g)$
Mula-mula :	1 mol	1 mol		0 mol	0 mol
Bereaksi :	0,75 mol	**0,75 mol**		–	–
Setimbang :	0,25 mol	0,25 mol		0,75 mol	0,75 mol

 - Pada awal reaksi, produk belum terbentuk, jadi terdapat 0 mol produk.
 - Diketahui 0,25 mol *CD* pada keadaan setimbang, berarti mol *CD* yang bereaksi adalah 1 – 0,25 = **0,75 mol**.
 - Mol *AB*, *AD*, dan *BC* yang bereaksi dapat ditentukan dengan perbandingan mol = perbandingan koefisien *CD*.
 Koefisien *AB* : *AD* : *BC* : *CD* = mol *AB* : mol *AD* : mol *BC* : mol *CD*.
 - Untuk zat-zat pereaksi (sebelah kiri anak panah), jumlah zat-zat pereaksi makin berkurang, maka mol sisa = mol mula-mula – mol bereaksi.
 - Untuk zat-zat hasil reaksi/produk (sebelah kanan anak panah), jumlah zat-zat hasil reaksi (produk) makin bertambah, maka mol sisa = mol mula-mula + mol bereaksi.
 - Untuk menentukan harga tetapan kesetimbangan konsentrasi, maka kita tentukan terlebih dahulu konsentrasi zat-zat tersebut, dengan satuan molaritas adalah *M* (mol/liter).

 $[AB] = \frac{0,25}{1} = \frac{1}{4}\ M$

 $[AD] = \frac{0,75}{1} = \frac{3}{4}\ M$

 $[CD] = \frac{0,25}{1} = \frac{1}{4}\ M$

 $[BC] = \frac{0,75}{1} = \frac{3}{4}\ M$

 $K_c = \frac{[AD][BC]}{[AB][CD]} = \frac{(\frac{3}{4})(\frac{3}{4})}{(\frac{1}{4})(\frac{1}{4})} = 9$

2. Diketahui reaksi:

$CO(g) + H_2O(g) \rightleftharpoons CO_2(g) + H_2(g)$ $\quad K_c = 16$

Bila 4 mol gas CO direaksikan dengan 4 mol H_2O dalam ruang 1 liter, berapa mol gas CO_2 dan H_2 yang terbentuk?

Jawab:

Persamaan reaksi	:	$CO(g)$	+	$H_2O(g)$	$\rightleftharpoons$	$CO_2(g)$	+ $H_2(g)$
Mula-mula	:	4 mol		4 mol		0 mol	0 mol
Bereaksi	:	x mol		x mol		–	–
Setimbang	:	$4 - x$ mol		$4 - x$ mol		x mol	x mol

Karena volume satu liter, maka:

$$[CO] = \frac{(4-x)}{1} = (4-x)\,M$$

$$[H_2O] = \frac{(4-x)}{1} = (4-x)\,M$$

$$[CO_2] = \frac{x}{1} = x\,M$$

$$[H_2] = \frac{x}{1} = x\,M$$

$$K_c = \frac{[CO_2][H_2]}{[CO][H_2O]}$$

$$16 = \frac{x \cdot x}{(4-x)(4-x)}$$

$$16 = \frac{x^2}{(4-x)^2}$$

(ruas kiri dan ruas kanan ditarik akar)

$$4 = \frac{x}{4-x}$$

$$x = \frac{16}{5} \text{ mol}$$

Sumber: General Chemistry, Principles & Structure, James E. Brady, 1990

C. Derajat Disosiasi

Disosiasi adalah penguraian suatu zat menjadi beberapa zat lain yang lebih sederhana.

Derajat disosiasi adalah perbandingan antara jumlah mol yang terurai dengan jumlah mol mula-mula.

$$\alpha = \frac{\text{mol zat yang terurai}}{\text{mol zat mula-mula}}$$

atau

$$\text{Mol zat yang terurai} = \alpha \times \text{mol zat mula-mula}$$

Contoh:
Gas amonia mengalami disosiasi menurut persamaan reaksi:

$2\ NH_3(g) \rightleftharpoons N_2(g) + 3\ H_2(g)$

Besarnya nilai derajat disosiasi (α) adalah:

$$\alpha = \frac{\text{mol zat yang terurai}}{\text{mol zat mula-mula}}$$

$$= \frac{\text{mol } NH_3 \text{ yang terurai}}{\text{mol } NH_3 \text{ mula-mula}}$$

Harga derajat disosiasi terletak antara 0 dan 1, jika:
- $\alpha = 0$ berarti tidak terjadi penguraian
- $\alpha = 1$ berarti terjadi penguraian sempurna
- $0 < \alpha < 1$ berarti disosiasi pada reaksi setimbang (disosiasi sebagian).

Contoh 4.3

1. Dalam reaksi disosiasi N_2O_4 berdasarkan persamaan reaksi:

 $N_2O_4(g) \rightleftharpoons 2\ NO_2(g)$

 banyaknya mol N_2O_4 dan NO_2 pada keadaan setimbang adalah sama.
 Pada keadaan ini, berapakah harga derajat disosiasinya?

 Jawab:
 - Misalkan pada keadaan setimbang mol N_2O_4 = mol NO_2 = 2 mol
 - Pada produk NO_2, mol zat sisa = mol zat yang bereaksi = 2 mol
 - Perbandingan mol = perbandingan koefisien

 $$\text{Mol } N_2O_4 \text{ yang bereaksi} = \frac{\text{koefisien } N_2O_4}{\text{koefisien } NO_2} \times \text{mol } NO_2$$

 $$= \frac{1}{2} \times 2 = 1 \text{ mol}$$

- Mol $N_2O_4(g)$ sisa = mol $N_2O_4(g)$ mula-mula – mol $N_2O_4(g)$ bereaksi
 Mol $N_2O_4(g)$ mula-mula = mol $N_2O_4(g)$ sisa + mol $N_2O_4(g)$ bereaksi
 = 2 + 1
 = 3 mol

Persamaan reaksi	:	$N_2O_4(g)$	$\rightleftharpoons$	$2\ NO_2(g)$
Mula-mula	:	3 mol		0 mol
Bereaksi	:	1 mol	⟵	2 mol
Sisa (setimbang)	:	2 mol		2 mol

$$\alpha = \frac{\text{mol } N_2O_4 \text{ bereaksi (terurai)}}{\text{mol } N_2O_4 \text{ mula-mula}}$$

$$= \frac{1}{3}$$

2. Pada reaksi kesetimbangan:

$PCl_5(g) \rightleftharpoons PCl_3(g) + Cl_2(g)$

bila dalam ruang 2 liter, 8 mol gas PCl_5 berdisosiasi 75%, tentukan besarnya harga tetapan kesetimbangan konsentrasi (K_c)!

Jawab:

$$\alpha = \frac{\text{mol } PCl_5 \text{ yang bereaksi (terurai)}}{\text{mol } PCl_5 \text{ mula-mula}}$$

$$0{,}75 = \frac{\text{mol } PCl_5 \text{ yang bereaksi (terurai)}}{8}$$

Mol PCl_5 yang bereaksi = 0,75 × 8 = 6 mol

Persamaan reaksi	:	$PCl_5(g)$	$\rightleftharpoons$	$PCl_3(g)$	+	$Cl_2(g)$
Mula-mula	:	8 mol		0 mol		0 mol
Bereaksi	:	6 mol		6 mol		6 mol
Sisa (setimbang)	:	2 mol		6 mol		6 mol

$$[PCl_5] = \frac{2}{2} = 1\ M,\ [PCl_3] = \frac{6}{2} = 3\ M,\ [Cl_2] = \frac{6}{2} = 3\ M$$

$$K_c = \frac{[PCl_3][Cl_2]}{[PCl_5]}$$

$$= \frac{[3][3]}{[1]} = 9$$

Latihan 4.3

1. Tulis tetapan kesetimbangan konsentrasi (K_c) pada reaksi kesetimbangan berikut.
 a. $C(s) + 2\ H_2(g) \rightleftharpoons CH_4(g)$
 b. $P_4(s) + 10\ Cl_2(g) \rightleftharpoons 4\ PCl_5(g)$
 c. $C_5H_{11}OH(aq) + CH_3COOH(aq) \rightleftharpoons CH_3COOC_5H_{11}(aq) + H_2O(l)$
 d. $3\ Fe(s) + 4\ H_2O(g) \rightleftharpoons Fe_3O_4(s) + 4\ H_2(g)$
 e. $4\ NH_3(g) + 7\ O_2(g) \rightleftharpoons 4\ NO_2(g) + 6\ H_2O(g)$
2. Diketahui reaksi kesetimbangan:

 $CH_4(g) + 2\ H_2S(g) \rightleftharpoons CS_2(g) + 4\ H_2(g)$

 Apabila dalam ruang 1 liter pada keadaan setimbang terdapat 2 mol CS_2 dan 8 mol gas hidrogen, tentukan besarnya tetapan kesetimbangan konsentrasi (K_c)!
3. Diketahui reaksi kesetimbangan:

 $SiO_2(s) + 4\ HF(g) \rightleftharpoons SiF_4(g) + 2\ H_2O(g)$

 Dalam ruang satu liter disediakan 5 mol SiO_2 dan 10 mol HF. Pada keadaan setimbang terdapat 2 mol SiF_4. Tentukan besarnya tetapan kesetimbangan konsentrasi (K_c)!
4. Dalam ruang 2 liter, 4 mol gas $COCl_2$ berdisosiasi menurut reaksi:

 $COCl_2(g) \rightleftharpoons CO(g) + Cl_2(g)$

 Bila terbentuk 1 mol gas CO, tentukan besarnya:
 a. derajat disosiasi (α)
 b. tetapan kesetimbangan konsentrasi (K_c)!
5. Tetapan kesetimbangan (K_c) untuk peruraian HI adalah 4, menurut persamaan reaksi:

 $2\ HI(g) \rightleftharpoons H_2(g) + I_2(g)$

 Bila mula-mula terdapat 4 mol HI dalam ruang satu liter, tentukan:
 a. derajat disosiasi (α) HI
 b. mol H_2 dan I_2 yang terbentuk
6. Dalam ruang 1 liter, 5 mol SO_3 terurai menurut reaksi:

 $2\ SO_3(g) \rightleftharpoons 2\ SO_2(g) + O_2(g)$

 Bila pada keadaan setimbang mol SO_2 : mol O_2 = 2 : 1, tentukan besarnya:
 a. derajat disosiasi (α) SO_3
 b. tetapan kesetimbangan konsentrasi (K_c)
7. Dalam ruang 1 liter, gas metana (CH_4) direaksikan dengan 6 mol uap air sesuai reaksi:

 $CH_4(g) + 2\ H_2O(g) \rightleftharpoons CO_2(g) + 4\ H_2(g) \qquad K_c = \frac{16}{3}$

 Bila pada keadaan setimbang diperoleh 4 mol gas hidrogen, berapa mol gas metana yang dibutuhkan untuk reaksi kesetimbangan tersebut?

8. Diketahui reaksi:
 $CO(g) + 2\ H_2(g) \rightleftharpoons CH_3OH(aq)$
 Dalam ruang 2 liter, 3 mol CO direaksikan dengan 5 mol H_2. Bila pada keadaan setimbang diperoleh 2 mol CH_3OH, tentukan besarnya tetapan kesetimbangan konsentrasi (K_c)!
9. Empat mol etanol terurai 75% dalam ruang 1 liter, menurut persamaan reaksi:
 $C_2H_5OH(g) \rightleftharpoons C_2H_4(g) + H_2O(g)$
 Tentukan besarnya K_c!
10. Pada reaksi:
 $2\ NO_2(g) \rightleftharpoons 2\ NO(g) + O_2(g)$
 perbandingan mol $NO_2 : O_2$ pada keadaan setimbang adalah 2 : 1. Tentukan besarnya derajat disosiasi (α) NO_2!

D. Tetapan Kesetimbangan Parsial Gas

Tetapan kesetimbangan berdasarkan tekanan gas dinyatakan dengan notasi K_p, yaitu hasil kali tekanan parsial gas-gas hasil reaksi dibagi dengan hasil kali tekanan parsial gas-gas pereaksi, masing-masing tekanan parsial gas dipangkatkan koefisiennya menurut persamaan reaksi.
Menurut persamaan reaksi:

$m\ A(g) + n\ B(g) \rightleftharpoons p\ C(g) + q\ D(g)$

maka:

$$K_p = \frac{[P_C]^p [P_D]^q}{[P_A]^m [P_B]^n}$$

dengan:

K_p = tetapan kesetimbangan tekanan gas

P_A = tekanan parsial gas A (atm)

$$= \frac{\text{mol } A}{\text{mol total}} \times P_{total}$$

P_B = tekanan parsial gas B (atm)

$$= \frac{\text{mol } B}{\text{mol total}} \times P_{total}$$

P_C = tekanan parsial gas C (atm)

$$= \frac{\text{mol } C}{\text{mol total}} \times P_{total}$$

P_D = tekanan parsial gas D (atm)

$$= \frac{\text{mol } D}{\text{mol total}} \times P_{total}$$

Contoh 4.4

Dalam ruang 2 liter terdapat 5 mol gas amonia (NH_3) yang terurai sesuai reaksi:

$2\ NH_3(g) \rightleftharpoons N_2(g) + 3\ H_2(g)$

Pada keadaan setimbang terdapat 2 mol NH_3. Tentukan:

a. besarnya derajat disosiasi (α)
b. K_C
c. K_P jika tekanan total sebesar 2 atm

Jawab:

Persamaan reaksi	:	$2\ NH_3(g)$ $\rightleftharpoons$	$N_2(g)$	$+ 3\ H_2(g)$
Mula-mula	:	5 mol	0 mol	0 mol
Bereaksi	:	3 mol $\longrightarrow$	1,5 mol	4,5 mol
Sisa (setimbang)	:	2 mol	1,5 mol	4,5 mol

a. $\alpha = \dfrac{\text{mol } NH_3 \text{ bereaksi (terurai)}}{\text{mol } NH_3 \text{ mula-mula}} = \dfrac{3}{5} \times 100\% = 60\%$

b. • Mol N_2 bereaksi dan mol H_2 bereaksi dapat ditentukan dengan perbandingan koefisien.

- Mol N_2 bereaksi $= \dfrac{\text{koefisien } N_2}{\text{koefisien } NH_3} \times \text{mol } NH_3 = \dfrac{1}{2} \times 3 = 1{,}5 \text{ mol}$
- mol H_2 bereaksi $= \dfrac{\text{koefisien } H_2}{\text{koefisien } NH_3} \times \text{mol } NH_3 = \dfrac{3}{2} \times 3 = 4{,}5 \text{ mol}$

Jadi, $K_C = \dfrac{[N_2][H_2]^3}{[NH_3]^2} = \dfrac{\left(\frac{1,5}{2}\right)\left(\frac{1,5}{2}\right)^3}{\left(\frac{2}{2}\right)^2} = \dfrac{(0{,}75)(2{,}25)^3}{(1)^2} = 8{,}54$

c. Mol sisa (setimbang) total = mol N_2 + mol H_2 + mol NH_3 = 1,5 + 4,5 + 2 = 8 mol

$P_{N_2} = \dfrac{\text{mol } N_2}{\text{mol total}} \times P_{total} = \dfrac{1{,}5}{8} \times 2 \text{ atm} = 0{,}375 \text{ atm}$

$P_{H_2} = \dfrac{\text{mol } H_2}{\text{mol total}} \times P_{total} = \dfrac{4{,}5}{8} \times 2 \text{ atm} = 1{,}125 \text{ atm}$

$P_{NH_3} = \dfrac{\text{mol } NH_3}{\text{mol total}} \times P_{total} = \dfrac{2}{8} \times 2 \text{ atm} = 0{,}5 \text{ atm}$

Jadi:

$K_p = \dfrac{[P_{N_2}][P_{H_2}]^3}{[P_{NH_3}]^2} = \dfrac{(0{,}375)(1{,}125)^3}{(0{,}5)^2} = 2{,}136$

Sumber: Chemistry, The Molecular Nature of Matter and Change, Martin S. Silberberg, 2000.

E. Hubungan antara Harga K_c dengan K_p

Hubungan antara K_c dengan K_p dapat ditentukan berdasarkan rumus:

$PV = nRT$

$P = \frac{n}{V}RT$

dengan $\frac{n}{V} = M$ atau konsentrasi

Untuk reaksi:

$a\,M(g) + b\,N(g) \rightleftharpoons c\,R(g) + d\,S(g)$

maka:

$K_P = \frac{[P_R]^c[P_S]^d}{[P_M]^a[P_N]^b}$ $\qquad$ $K_c = \frac{[R]^c[S]^d}{[M]^a[N]^b}$

$P_R = [R]\,RT$ $\qquad$ $P_M = [M]\,RT$

$P_S = [S]\,RT$ $\qquad$ $P_N = [N]\,RT$

$$K_P = \frac{([R]RT)^c \cdot ([S]RT)^d}{([M]RT)^a \cdot ([N]RT)^b}$$

$$= \frac{[R]^c[S]^d(RT)^{c+d}}{[M]^a[N]^b(RT)^{a+b}}$$

$$= K_c \frac{(RT)^{c+d}}{(RT)^{a+b}}$$

$K_p = K_c\,(RT)^{(c+d)-(a+b)}$

$K_p = K_c\,(RT)^{\Delta n}$

dengan:

K_p = tetapan kesetimbangan tekanan gas (atm)

Δn = selisih jumlah koefisien gas kanan dan jumlah koefisien gas kiri

R = tetapan gas = 0,082 L atm mol^{-1} K^{-1}

T = suhu (K = °C + 273)

Sumber: *Chemistry, The Molecular Nature of Matter and Change*, Martin S. Silberberg, 2000.

Contoh 4.4

Diketahui reaksi kesetimbangan:

$CO_2(g) + C(s) \rightleftharpoons 2\,CO(g)$

Pada suhu 27 °C, harga $K_c = 1{,}6 \times 10^{-2}$. Hitunglah K_p!

Jawab:

T = 27 + 273 = 300 K

Koefisien kanan = 2

Koefisien kiri = 1 (koefsien zat padat tidak dihitung)

$\Delta n = 2 - 1 = 1$

$K_p = K_c\,(RT)^{\Delta n} = 1{,}6 \times 10^{-2}\,(0{,}082 \cdot 300)^1 = 0{,}39$

Latihan 4.4

1. Tuliskan tetapan kesetimbangan tekanan gas (K_p) dari reaksi kesetimbangan berikut.
 a. $2\ BrCl(g) \rightleftharpoons Br_2(g) + Cl_2(g)$
 b. $2\ N_2O_5(g) \rightleftharpoons 4\ NO_2(g) + O_2(g)$
 c. $SF_6(g) + 2\ SO_3(g) \rightleftharpoons 3\ SO_2F_2(g)$
 d. $N_2O(g) + 4\ H_2(g) \rightleftharpoons 2\ NH_3(g) + H_2O(g)$
 e. $CCl_4(g) + HF(g) \rightleftharpoons CFCl_3(g) + HCl(g)$
2. Diketahui reaksi kesetimbangan:

 $2\ ICl(g) \rightleftharpoons I_2(g) + Cl_2(g)$

 Satu mol ICl terurai dalam ruang 5 liter. Bila $K_c = 0{,}25$, tentukan:
 a. mol I_2 dan mol Cl_2 yang terbentuk
 b. K_p bila $P_{total} = 2$ atm
3. Zat A_2B terurai menurut reaksi:

 $2\ AB(g) \rightleftharpoons 2\ A(g) + B_2(g) \qquad K_c = 2{,}5 \times 10^{-2}$

 Tentukan K_p pada suhu 27 °C ($R = 0{,}082$ L atm mol^{-1} K^{-1})!
4. Dalam ruang 2 liter, 2 mol $NaHCO_3$ terurai menurut reaksi:

 $2\ NaHCO_3(s) \rightleftharpoons Na_2CO_3(s) + CO_2(g) + H_2O(g)$

 Bila terbentuk 1 mol gas CO_2 dan 1 mol gas H_2O, dan tekanan total 4 atm, tentukan besarnya K_c dan K_p!
5. Dalam ruang 1 liter, 5 mol gas CCl_4 terurai 60% menurut reaksi:

 $CCl_4(g) \rightleftharpoons C(g) + 2\ Cl_2(g)$

 Tentukan besarnya K_c dan K_p pada suhu 25 °C (R = 0,082 L atm mol^{-1} K^{-1})!

4.4 Kesetimbangan dalam Industri

Proses produksi zat-zat pada industri, khususnya industri bahan-bahan kimia, ada yang menggunakan reaksi kesetimbangan. Misalnya pada pembuatan amonia dan pembuatan asam sulfat. Pada proses industri bahan-bahan kimia dihadapkan pada masalah bagaimana mendapatkan hasil sebanyak-banyaknya sekaligus berkualitas tinggi, namun menggunakan proses yang efektif, efisien, dan biaya yang tidak terlalu besar.

A. Pembuatan Amonia dengan Proses Haber-Bosch

Unsur nitrogen terdapat di atmosfer dan menyusun sebanyak 78% dari volumenya, tetapi karena kelembaman nitrogen, senyawa-senyawa nitrogen tidak banyak terdapat di alam. Metode untuk menyintesis senyawa-senyawa nitrogen yang dikenal sebagai fiksasi nitrogen buatan, merupakan proses industri yang sangat penting. Metode utama adalah mereaksikan nitrogen dan hidrogen membentuk amonia. Amonia selanjutnya diubah menjadi senyawa nitrogen lainnya, seperti asam nitrat dan garam nitrat. Pupuk urea ($CO(NH_2)_2$) merupakan bahan kimia yang terbentuk melalui reaksi NH_3 dengan CO_2. Amonia juga digunakan dalam pembuatan bermacam-macam monomer yang mengandung nitrogen untuk industri nilon, polimer-polimer akrilat, dan busa poliutretan. Amonia juga digunakan dalam industri farmasi, macam-macam bahan organik, anorganik, detergen dan larutan pembersih, pupuk, dan bahan peledak (TNT atau trinitrotoluena).

Dasar teori dari reaksi sintesis amonia dan uji laboratorisnya merupakan penelitian **Fritz Haber** (1908). Usaha pengembangan proses Haber menjadi proses besar-besaran. Usaha tersebut merupakan tantangan bagi insinyur-insinyur kimia pada saat itu. Hal ini karena metode tersebut mensyaratkan reaksi kimia dalam fasa gas pada suhu dan tekanan tinggi dengan katalis yang sesuai. Pekerjaan ini dipimpin oleh **Carl Bosch** di Badishe Anilin and Soda Fabrik (BASF). Pada tahun 1913, pabrik beroperasi dengan produksi 30.000 kg NH_3 per hari. Pabrik amonia modern saat ini mempunyai kapasitas 50 kali lebih besar.
Beberapa data relevan mengenai reaksi sintesis amonia adalah:

$$N_2(g) + 3\ H_2(g) \rightleftharpoons 2\ NH_3(g)$$

ΔH = –92,38 kJ/mol, suhu = 298 K, $K_p = 6{,}2 \times 10^5$

Untuk setiap 1 mol gas nitrogen dan 3 mol gas hidrogen dihasilkan 2 mol gas amonia. Peningkatan tekanan menyebabkan campuran reaksi bervolume kecil dan menyebabkan terjadinya reaksi yang menghasilkan amonia lebih besar. Reaksi ke kanan bersifat eksoterm. Reaksi eksoterm lebih baik terjadi jika suhu diturunkan, sehingga reaksi bergeser ke kanan menghasilkan amonia makin besar. Jadi kondisi optimum untuk produksi NH_3 adalah tekanan tinggi dan suhu rendah. Tetapi, keadaan optimum ini tidak mengatasi masalah laju reaksi. Sekalipun produksi kesetimbangan NH_3 lebih baik terjadi pada suhu rendah, namun laju pembentukannya sangat lambat, sehingga reaksi ini tidak layak. Salah satu cara untuk meningkatkan reaksi adalah dengan menggunakan

katalis. Walaupun tidak mempengaruhi kesetimbangan, namun katalis dapat mempercepat reaksi. Keadaan reaksi yang biasa dilakukan dalam proses Haber–Bosch adalah pada suhu 550 °C, tekanan dari 150 sampai dengan 500 atm, dan katalis biasanya besi dengan campuran Al_2O_3, MgO, CaO, dan K_2O. Cara lain untuk meningkatkan laju produksi NH_3 adalah memindahkan NH_3 dengan segera setelah terbentuk.

Titik didih gas NH_3 lebih tinggi daripada titik didih nitrogen dan hidrogen. Proses selanjutnya, gas amonia didinginkan sehingga mencair. Gas nitrogen dan gas hidrogen yang belum bereaksi dan gas amonia yang tidak mencair kemudian diresirkulasi, dicampur dengan gas nitrogen dan hidrogen, kemudian dialirkan kembali ke dalam tangki.

Sumber: Kimia Dasar, Prinsip dan Terapan Modern, Jilid 2, Ralph H. Petrucci, 1996.

B. Pembuatan Asam Sulfat dengan Proses Kontak

Salah satu cara pembuatan asam sulfat melalui proses industri dengan produk yang cukup besar adalah dengan proses kontak. Bahan yang digunakan pada proses ini adalah belerang dan melalui proses berikut.

a. Belerang dibakar di udara, sehingga bereaksi dengan oksigen dan menghasilkan gas belerang dioksida.

$$S(s) + O_2(g) \longrightarrow SO_2(g)$$

b. Belerang dioksida direaksikan dengan oksigen dan dihasilkan belerang trioksida.

$$SO_2(g) + \tfrac{1}{2}\, O_2(g) \rightleftharpoons SO_3(g)$$

Reaksi ini berlangsung lambat, maka dipercepat dengan katalis vanadium pentaoksida (V_2O_5) pada suhu ± 450 °C.

c. SO_3 yang dihasilkan, kemudian dipisahkan, dan direaksikan dengan air untuk menghasilkan asam sulfat.

$$SO_3(g) + H_2O(l) \longrightarrow H_2SO_4(aq)$$

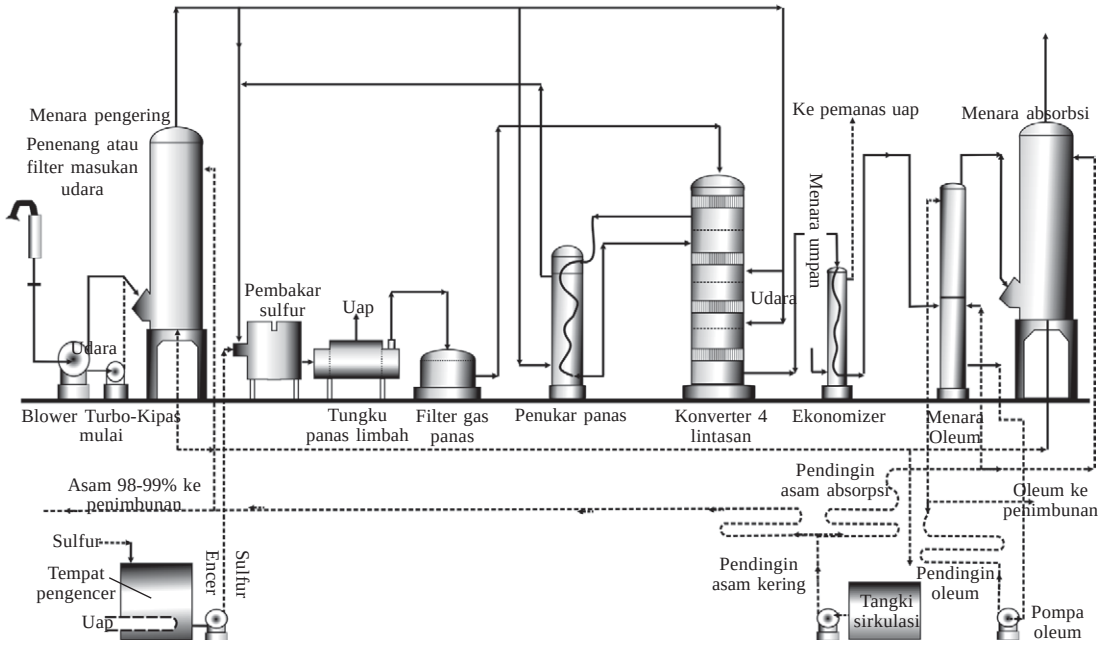
d. Reaksi tersebut berlangsung hebat sekali dan menghasilkan asam sulfat yang sangat korosif. Untuk mengatasi hal ini, gas SO_3 dialirkan melalui menara yang di dalamnya terdapat aliran H_2SO_4 pekat, sehingga terbentuk asam pirosulfat ($H_2S_2O_7$) atau disebut "oleum". Asam pirosulfat direaksikan dengan air sampai menghasilkan asam sulfat.

$$SO_3(g) + H_2SO_4(g) \longrightarrow H_2S_2O_7(aq)$$

$$H_2S_2O_7(aq) + H_2O(l) \longrightarrow 2\, H_2SO_4(l)$$

Beberapa manfaat asam sulfat adalah untuk pembuatan pupuk, di antaranya pupuk superfosfat, detergen, cat kuku, cat warna, fiber, plastik, industri logam, dan pengisi aki. Asam sulfat kuat 93% sampai dengan 99% digunakan untuk pembuatan berbagai bahan kimia nitrogen, sintesis fenol, pemulihan asam lemak dalam pembuatan sabun, pembuatan asam fosfat dan tripel superfosfat. Oleum ($H_2S_2O_7$) digunakan dalam pengolahan minyak bumi, TNT (trinitrotoluena), dan zat warna serta untuk memperkuat asam lemah.

Berikut ini adalah diagram alir pabrik asam sulfat kontak yang menggunakan pembakaran belerang dan absorpsi tunggal dengan injeksi udara (pengenceran) antartahap.



Gambar 4. 3 Proses kontak. Sumber: Austin, Goerge T. E. Jasjfi. 1996.

Latihan 4.5

1. Sebutkan manfaat amonia dalam kehidupan sehari-hari!
2. Tuliskan reaksi pembuatan amonia dengan proses Haber–Bosch!
3. Jelaskan cara memperoleh amonia dengan jumlah yang banyak, namun efektif dan efisien dengan proses Haber–Bosch!
4. Sebutkan manfaat asam sulfat dalam kehidupan sehari-hari!
5. Sebutkan manfaat oleum (asam pirosulfat) dalam kehidupan sehari-hari!
6. Tuliskan reaksi pembuatan asam sulfat dengan proses kontak!
7. Jelaskan cara memperoleh asam sulfat yang efektif dan efisien!

Kimia di Sekitar Kita

Proses Terjadinya Stalaktit dan Stalagmit di Gua Batu Kapur

Gua batu kapur dan struktur terperinci di dalamnya menyediakan bukti-bukti yang nyata tentang bekerjanya kesetimbangan ionik dalam larutan. Puncak-puncak dan kolong-kolong gua ini merupakan produk dari reaksi antara batu-batu karbonat dan air yang telah terjadi berabad-abad tahun lamanya. Batu kapur, terutama $CaCO_3$ adalah bahan yang sedikit dapat larut dengan Ksp $3{,}3 \times 10^{-9}$. Batu-batu ini mulai mengumpul di tanah lebih 400 juta tahun yang lalu dan gua yang relatif masih muda seperti "Howe Caverns" di wilayah timur New York.

Dua kunci fakta yang menolong kita memahami bagaimana gua terbentuk sebagai berikut.

1. CO_2 terdapat dalam kesetimbangan dengan larutan CO_2 dalam pelarut air murni.

$$CO_2(g) \overset{H_2O(l)}{\rightleftharpoons} CO_2(aq) \qquad \textbf{(1)}$$

Konsentrasi CO_2 dalam air proporsional dengan tekanan parsial gas CO_2 yang bereaksi dengan air (hukum Henry), $[CO_2(aq)] \approx P_{CO_2}$.
Karena terus-menerus melepaskan CO_2 dari dalam tanah, P_{CO_2} dalam lekukan tanah lebih tinggi daripada P_{CO_2} di atmosfer.

2. Reaksi CO_2 dan air menghasilkan H_3O^+. Persentase H_3O^+ meningkatkan daya larut bahan-bahan ionik yang terdiri dari anion asam lemah.

$$CO_2(aq) + 2\ H_2O(l) \rightleftharpoons H_3O^+(aq) + HCO_3^-(aq)$$

Jadi $CO_2(aq)$ membentuk H_3O^+ yang meningkatkan daya larut $CaCO_3$.

$$CaCO_3(s) + CO_2(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons Ca^{2+}(aq) + 2\ HCO_3^-(aq) \qquad \textbf{(2)}$$

Inilah penjelasan dari proses pembentukan gua. Ketika air permukaan menetes melalui celah-celah pada tanah, maka akan bertemu dengan udara yang terjebak dalam tanah dengan tekanan CO_2 yang tinggi. Sebagai hasilnya $CO_2(aq)$ akan meningkat (persamaan 1 bergeser ke kanan) dan larutan menjadi bersifat lebih asam.

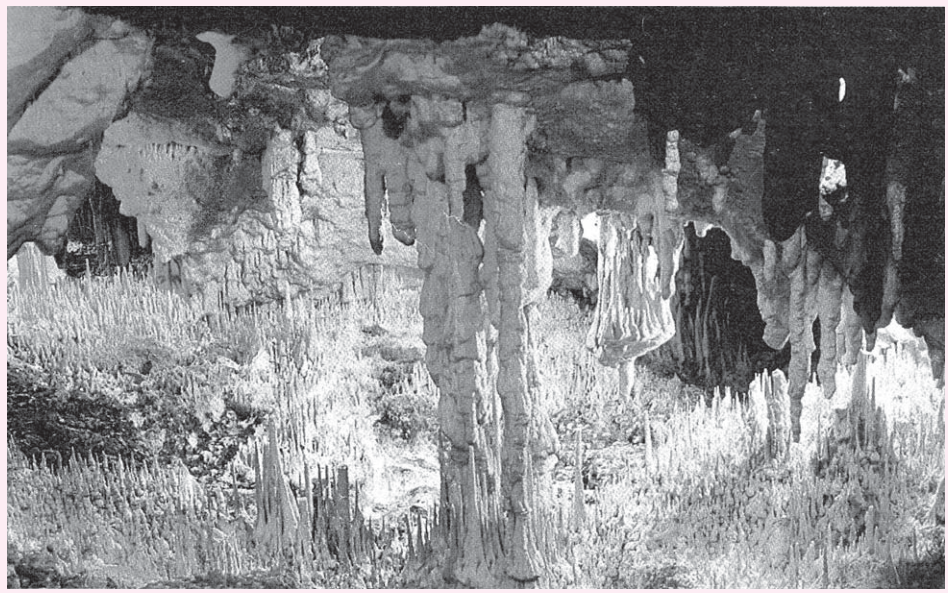
Ketika CO_2 memperkaya air yang bereaksi dengan batu kapur, maka makin banyak $CaCO_3$ yang larut (persamaan 2 bergeser ke kanan). Sebagai hasilnya maka semakin banyak batu-batu yang terbentuk, semakin banyak air yang mengalir di dalamnya, semakin banyak batu-batu yang terbentuk, dan seterusnya. Seiring berjalannya waktu, gua perlahan-lahan akan membentuk stalaktit dan stalagmit.

Proses pembentukan stalaktit dan stalagmit melalui terowongan-terowongan bawah tanah. Beberapa larutan sebagian besar melarutkan $Ca(HCO_3)_2$ melewati langit-langit gua yang terbentuk. Ketika menetes maka akan bertemu dengan udara yang mempunyai tekanan CO_2 lebih rendah dari tekanan CO_2 di tanah, sehingga beberapa $CO_2(aq)$ keluar dari larutan (persamaan 1 bergeser ke kiri). Ini menyebabkan $CaCO_3$ mengendap di langit-langit dan di tempat tetesan jatuh (persamaan 2 bergeser ke kiri).

Sepuluh tahun berlalu dan langit-langit menghasilkan untaian tetesan yang membeku dari $CaCO_3$ disebut *stalaktit*, sedangkan bentuk paku dari $CaCO_3$ disebut *stalagmit*, tumbuh ke atas dari lantai gua. Dengan waktu yang cukup, stalaktit dan stalagmit bertemu dan membentuk kolom endapan batu kapur.

Proses kimia yang sama dapat menghasilkan bentuk-bentuk endapan yang berbeda. Kumpulan larutan $Ca(HCO_3)_2$ membentuk batu "lily" atau "koral". Larutan membentuk batu yang lembut, menghias pada dinding gua dengan warna yang timbul menakjubkan dari ion-ion logam, seperti besi (cokelat kemerahan) atau tembaga (hijau kebiruan).

Sumber: *Chemistry, The Molecular Nature of Matter and Change*, Martin S. Silberberg, 2000.



Gambar 4.4. Bagian dalam Carisbad Caverns New Mexico, bentuk yang mengagumkan di dalam gua batu kapur (ditunjukkan di bawah lampu-lampu berwarna) menghasilkan perubahan yang halus dalam peristiwa kesetimbangan ionik karbonat lebih dari jutaan tahun. Sumber: *Chemistry, The Molecular Nature of Matter and Change*, Martin S. Silberberg, 2000.

Rangkuman

1. Reaksi kimia ada yang bersifat satu arah dan ada yang bersifat dua arah.
2. Reaksi ireversibel adalah reaksi kimia yang bersifat satu arah (tidak dapat balik menjadi pereaksi semula).
3. Reaksi reversibel adalah reaksi kimia yang bersifat dua arah (dapat balik menjadi pereaksi semula).
4. Reaksi reversibel disebut juga reaksi kesetimbangan. Reaksi kesetimbangan dicapai saat laju reaksi maju sama dengan laju reaksi balik.
5. Reaksi kesetimbangan bersifat dinamis, artinya terjadi perubahan secara mikroskopis saat reaksi kesetimbangan berlangsung.
6. Reaksi kesetimbangan dapat dipengaruhi faktor-faktor dari luar, yaitu konsentrasi, suhu, dan tekanan.
7. Asas Le Chatelier menjelaskan bila terhadap suatu reaksi kesetimbangan dilakukan suatu aksi, maka sistem itu akan mengadakan reaksi yang cenderung mengurangi pengaruh aksi tersebut.
8. Pembuatan amonia dengan proses Haber-Bosch dilakukan pada suhu ± 450 °C, tekanan tinggi antara 200 – 400 atm, dan ditambah katalis serbuk besi dicampur Al_2O_3, MgO, CaO_2, dan K_2O.
9. Pembuatan asam sulfat dengan proses kontak dilakukan pada suhu ± 450°C, tekanan normal 1 atm, dan ditambah katalis V_2O_5.
10. Tetapan kesetimbangan konsentrasi (K_c) adalah hasil kali konsentrasi zat-zat produk dibagi hasil kali konsentrasi zat-zat pereaksi, setelah masing-masing dipangkatkan koefisien menurut persamaan reaksi.
11. Tetapan kesetimbangan berdasarkan tekanan gas (K_p) adalah hasil kali tekanan parsial gas-gas produk dibagi dengan hasil kali tekanan parsial gas-gas pereaksi, setelah masing-masing gas dipangkatkan dengan koefisien menurut persamaan reaksi.
12. Hubungan antara K_p dan K_c adalah $K_p = K_c\,[RT]^{\Delta n}$.
13. Makna tetapan kesetimbangan K_c dan K_p adalah bahwa harga K_c dan K_p semakin besar menunjukkan bahwa reaksi ke kanan berlangsung sempurna atau hampir sempurna.

Uji Kompetensi

I. Berilah tanda silang (X) huruf A, B, C, D, atau E pada jawaban yang paling benar!

1. Berikut ini adalah ciri-ciri terjadinya reaksi kesetimbangan, ***kecuali*** … .
 A. reaksi reversibel
 B. terjadi dalam ruang tertutup
 C. laju reaksi ke kiri sama dengan laju reaksi ke kanan
 D. reaksinya tidak dapat balik
 E. tidak terjadi perubahan makroskopis
2. Di bawah ini adalah contoh-contoh peristiwa alam yang menggunakan prinsip kesetimbangan, ***kecuali*** … .
 A. siklus air
 B. siklus oksigen
 C. siklus nitrogen
 D. siklus karbon
 E. siklus peredaran darah
3. Berikut ini faktor-faktor yang mempengaruhi pergeseran kesetimbangan, ***kecuali*** … .
 A. konsentrasi
 B. katalisator
 C. suhu
 D. tekanan
 E. volume
4. Bila dalam kesetimbangan dilakukan aksi, maka sistem akan mengadakan reaksi dengan mengurangi pengaruh aksi tersebut. Pernyataan tersebut dikemukakan oleh … .
 A. Fritz Haber
 B. Carl Bosch
 C. Wihelm Ostwald
 D. Henri Louis Le Chatelier
 E. Lavoisier
5. Suatu reaksi kesetimbangan:

 $2\,CO(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2\,CO_2(g) \quad \Delta H = -x$ kJ/mol

 Agar kesetimbangan bergeser ke kanan, hal-hal di bawah ini perlu dilakukan, ***kecuali***
 A. pada suhu tetap, konsentrasi gas CO ditambah
 B. pada suhu tetap, tekanan sistem diturunkan
 C. pada suhu tetap, volume diturunkan
 D. pada suhu tetap, konsentrasi gas oksigen ditambah
 E. suhu diturunkan

6. Dari reaksi kesetimbangan berikut, bila volume sistem diubah, maka yang ***tidak*** mengalami pergeseran kesetimbangan adalah … .
 A. $2\ SO_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2\ SO_3(g)$
 B. $N_2(g) + 3\ H_2(g) \rightleftharpoons 2\ NH_3(g)$
 C. $H_2(g) + Cl_2(g) \rightleftharpoons 2\ HCl(g)$
 D. $2\ N_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2\ N_2O(g)$
 E. $H_2(g) + CO_2(g) \rightleftharpoons H_2O(g) + CO(g)$
7. Reaksi kesetimbangan hidrolisis ester sebagai berikut.
 $C_2H_5COOCH_3(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons CH_3OH(aq) + CH_3COOH(aq)$
 Hal berikut ini memenuhi kaidah pergeseran kesetimbangan, ***kecuali*** … .
 A. penambahan CH_3OH dapat menambah $C_2H_5COOCH_3$
 B. pengambilan CH_3OH dapat menambah CH_3COOH
 C. pengambilan $C_2H_5COOCH_3$ dapat menambah CH_3OH
 D. penambahan air menyebabkan C_2H_5OH bertambah
 E. penambahan $C_2H_5COOCH_3$ dapat menambah CH_3OH
8. Agar reaksi $CCl_4(g) \rightleftharpoons C(g) + 2\ Cl_2(g)$ cepat mencapai keadaan kesetimbangan, perlakuan sebaiknya adalah … .
 A. pada suhu tetap, volume diperbesar
 B. pada suhu tetap, tekanan diperbesar
 C. ditambah katalisator
 D. pada suhu tetap, konsentrasi $CCl_4(g)$ diperbesar
 E. pada suhu tetap, konsentrasi $CCl_4(g)$ dikurangi
9. Dalam ruang tertutup terdapat reaksi kesetimbangan:
 $H_2(g) + Cl_2(g) \rightleftharpoons 2\ HCl(g) \qquad \Delta H = -92$ kJ/mol
 Jika suhu dinaikkan, maka kesetimbangan akan bergeser ke arah
 A. kiri, harga *K* bertambah
 B. kiri, harga *K* berkurang
 C. kiri, harga *K* tetap
 D. kanan, harga *K* bertambah
 E. kanan, harga *K* tetap
10. Agar dapat diperoleh gas HBr sebanyak-banyaknya sesuai reaksi:
 $H_2(g) + Br_2(g) \rightleftharpoons 2\ HBr(g) \qquad \Delta H = +25$ kJ/mol
 dapat ditempuh dengan cara … .
 A. pada suhu tetap, volume diperbesar
 B. pada suhu tetap, tekanan diperkecil
 C. suhu diperbesar
 D. suhu dikurangi
 E. pada suhu tetap, ditambah katalisator

11. Diketahui beberapa reaksi:

1) $H_2(g) + I_2(g) \rightleftharpoons 2\,HI(g)$

2) $N_2(g) + 3\,H_2(g) \rightleftharpoons 2\,NH_3(g)$

3) $PCl_3(g) + Cl_2(g) \rightleftharpoons PCl_5(g)$

4) $N_2O_4(g) \rightleftharpoons 2\,NO_2(g)$

5) $2\,SO_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2\,SO_3(g)$

Dari reaksi-reaksi di atas, jika pada suhu tetap dan tekanan diperbesar, maka produknya akan bertambah terjadi pada reaksi … .

A. 1, 3, dan 4
B. 2, 4, dan 5
C. 2, 3, dan 4
D. 2, 3, dan 5
E. 1, 2, dan 5

12. Pada reaksi kesetimbangan:

$CO(g) + 3\,H_2(g) \rightleftharpoons CH_4(g) + H_2O(g)$

tetapan kesetimbangan untuk reaksi tersebut adalah … .

A. $K = \dfrac{[CO][H_2]}{[CH_4][H_2O]}$

B. $K = \dfrac{[CO][H_2]^3}{[CH_4][H_2O]}$

C. $K = \dfrac{[CO][H_2O]}{[H_2]^3[CH_4]}$

D. $K = \dfrac{[CH_4][H_2O]}{[CO][H_2]^3}$

E. $K = \dfrac{[CH_4][3H_2]}{[H_2O][CO]}$

13. Tetapan kesetimbangan untuk reaksi:

$2\,SO_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2\,SO_3(g)$

adalah … .

A. $K = \dfrac{[SO_3]^2}{[SO_2]^2[O_2]^2}$

B. $K = \dfrac{[SO_3]^2}{[SO_2]^2[O_2]}$

C. $K = \dfrac{[SO_3]^2}{[SO_2][O_2]}$

D. $K = \dfrac{[SO_2]^2[O_2]}{[SO_3]}$

E. $K = \dfrac{[SO_2]^2[O_2]}{[SO_3]^2}$

14. Pada suhu tinggi, besi(III) hidrogen karbonat terurai menurut reaksi:

$Fe(HCO_3)_2(s) \rightleftharpoons FeO(s) + H_2O(g) + 2\ CO_2(g)$

Tetapan kesetimbangan untuk reaksi di atas adalah … .

A. $K = \dfrac{[CO_2]^2[H_2O][FeO]}{[Fe(HCO_3)_2]}$

B. $K = \dfrac{[CO_2][H_2O][FeO]}{[Fe(HCO_3)_2]}$

C. $K = [CO_2]^2[H_2O]$

D. $K = \dfrac{1}{[CO_2]^2[H_2O]}$

E. $K = \dfrac{[FeO]}{[Fe(HCO_3)_2]}$

15. Dalam volume 5 liter terdapat 4,0 mol asam iodida, 0,5 mol yodium dan o,5 mol hidrogen dalam suatu kesetimbangan. Maka tetapan kesetimbangan untuk reaksi pembentukan asam iodida dari iodium dan hidrogen adalah … .

A. 50
B. 54
C. 56
D. 60
E. 64

16. Tetapan kesetimbangan bagi reaksi:

$X_2(g) + Y_2(g) \rightleftharpoons 2\ XY(g)$

adalah 16 pada suhu dan tekanan tertentu. Jika X_2, Y_2, dan XY masing-masing sebanyak 1 mol dicampurkan dalam ruangan 1 liter pada suhu tersebut, maka jumlah mol XY dalam kesetimbangan adalah … .

A. 0,5
B. 1,5
C. 2,0
D. 3,0
E. 4,0

17. Tetapan kesetimbangan untuk reaksi:

$CaCO_3(s) \rightleftharpoons CaO(s) + CO_2(g)$

adalah … .

A. $K = \dfrac{[CO_2][CaO]}{[CaCO_3]}$

B. $K = \dfrac{[CO_2]^2[CaO]^2}{[CaCO_3]^3}$

C. $K = \dfrac{[CaCO_3]}{[CO_2][CaO]}$

D. $K = \dfrac{[CaCO_3]^2}{[CO_2]^2[CaO]^2}$

E. $K = [CO_2]$

18. Dalam ruang 4 liter terdapat reaksi kesetimbangan:

$$NO_2(g) + CO(g) \rightleftharpoons NO(g) + CO_2(g)$$

Jika pada saat setimbang terdapat gas NO_2 dan gas CO masing-masing 0,2 mol, dan gas NO serta CO_2 masing-masing 0,4 mol, maka besarnya tetapan kesetimbangan pada suhu tersebut adalah … .

A. 0,25
B. 0,5
C. 1
D. 2
E. 4

19. Diketahui reaksi kesetimbangan:

$$2\,CO(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2\,CO_2(g)$$

Dalam ruang 2 liter direaksikan 5 mol CO dan 5 mol O_2. Jika pada saat setimbang terdapat 4 mol gas CO_2, maka besarnya K_c adalah … .

A. 0,09
B. 1,067
C. 9
D. 10,67
E. 90

20. Pada suhu tertentu, campuran gas hidrogen dan karbon dioksida mula-mula berbanding 1 : 2. Pada saat 25% karbon dioksida bereaksi, dalam ruang 1 liter tercapai kesetimbangan menurut reaksi:

$$H_2(g) + CO_2(g) \rightleftharpoons H_2O(g) + CO(g)$$

Tetapan kesetimbangan untuk reaksi tersebut adalah … .

A. $\frac{1}{5}$
B. $\frac{1}{3}$
C. 0,5
D. 3
E. 5

21. Dalam ruang 1 liter terdapat reaksi kesetimbangan:

$$2\,HI(g) \rightleftharpoons H_2(g) + I_2(g)$$

Bila mula-mula terdapat 0,4 mol HI, dan diperoleh 0,1 mol gas hidrogen pada saat setimbang, maka besarnya derajat disosiasi HI adalah … .

A. 0,25
B. 0,50
C. 0,60
D. 0,75
E. 0,80

22. Pada suhu tertentu, harga tetapan kesetimbangan untuk reaksi:

$2\ NO(g) + O_2(g) \rightleftharpoons N_2O_4(g)$

adalah 12,5. Dalam ruang 1 liter, 0,4 mol NO direaksikan dengan gas O_2. Jika pada saat setimbang ditandai dengan terbentuknya N_2O_4 sebanyak 0,1 mol, maka besarnya mol gas O_2 mula-mula adalah … .

A. 1
B. 0,5
C. 0,3
D. 0,1
E. 0,05

23. Dalam ruang 2 liter dicampurkan 1,4 mol gas CO dan 1,4 mol gas hidrogen menurut reaksi:

$CO(g) + 3\ H_2(g) \rightleftharpoons CH_4(g) + H_2O(g)$.

Jika pada saat setimbang terdapat 0,4 mol gas CH_4, maka harga K_c adalah … .

A. 0,2
B. 0,8
C. 1,25
D. 8
E. 80

24. Dalam suatu ruang dicampur 5 mol PCl_3 dan 5 mol Cl_2 menurut reaksi:

$PCl_3(g) + Cl_2(g) \rightleftharpoons PCl_5(g)$.

Setelah gas Cl_2 bereaksi 20%, tercapai keadaan kesetimbangan. Bila $P_{total} = 3$ atm, maka harga tetapan kesetimbangan tekanan (K_p) adalah … .

A. 1
B. 4
C. $\frac{1}{3}$
D. $\frac{1}{9}$
E. $\frac{3}{16}$

25. Harga K_c untuk reaksi:

$2\ A_2B(g) \rightleftharpoons 2\ A_2(g) + B_2(g)$

adalah 16. Pada suhu 27 °C, besarnya K_p untuk reaksi tersebut adalah … .

A. 35,4
B. 246
C. 300,3
D. 393,6
E. 412

26. Pada suhu T K, nilai K_c dan K_p yang sama ditunjukkan pada reaksi kesetimbangan … .
 A. $2\ SO_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2\ SO_3(g)$
 B. $H_2(g) + Cl_2(g) \rightleftharpoons 2\ HCl(g)$
 C. $N_2(g) + 3\ H_2(g) \rightleftharpoons 2\ NH_3(g)$
 D. $N_2O_4(g) \rightleftharpoons 2\ NO_2(g)$
 E. $2\ NO(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2\ NO_2(g)$
27. Pada suhu tinggi, besi(III) hidrogen karbonat terurai menurut reaksi:

 $Fe(HCO_3) \rightleftharpoons FeO(s) + H_2O(g) + 2\ CO(g)$

 Jika tekanan total sebesar 3 atm, maka pada saat kesetimbangan tercapai, tetapan kesetimbangan tekanan (K_p) adalah
 A. 1
 B. 1,5
 C. 3
 D. 4
 E. 6
28. Harga K_p untuk reaksi kesetimbangan $2\ X(g) \rightleftharpoons 3\ Y(g)$ pada suhu tertentu adalah $\frac{1}{8}$.

 Jika tekanan parsial *X* sebesar 8, maka tekanan parsial *Y* sebesar … .

 A. $\frac{1}{64}$
 B. 1
 C. 3
 D. 6
 E. 8
29. Dalam ruang 1 liter dicampur 4 mol zat *A* dan 5 mol zat *B*. Reaksi kesetimbangan:

 $A(g) + 2\ B(g) \rightleftharpoons C(g)$

 Jika pada saat setimbang diperoleh 2 mol *C* dan tekanan total 10 atm, maka besarnya K_p adalah … .
 A. 0,05
 B. 0,25
 C. 0,50
 D. 0,60
 E. 0,80
30. Dalam ruang 1 liter terdapat reaksi disosiasi:

 $PCl_5(g) \rightleftharpoons PCl_3(g) + Cl_2(g)$

 Jika pada saat setimbang, perbandingan PCl_5 dan PCl_3 adalah 3 : 2, maka besarnya derajat disosiasi (α) adalah … .
 A. 50%
 B. 60%
 C. 75%
 D. 80%
 E. 90%

II. Kerjakan soal-soal berikut ini dengan benar!

1. Sebutkan dalam kehidupan sehari-hari contoh-contoh:
 a. reaksi reversibel
 b. reaksi ireversibel
2. Apakah yang dimaksud dengan kesetimbangan dinamis?
3. Sebutkan beberapa contoh peristiwa kesetimbangan di sekitar kita!
4. Pada saat reaksi mencapai kesetimbangan, ke manakah kesetimbangan bergeser jika:
 a. konsentrasi reaktan ditambah
 b. konsentrasi produk dikurangi
5. Pada reaksi kesetimbangan:

 $BiCl_3(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons BiOCl(s) + 2\ HCl(aq)$

 ke arah mana kesetimbangan bergeser, jika pada suhu tetap:
 a. [$BiCl_3$] ditambah
 b. diencerkan (ditambah air)
 c. [BiOCl] ditambah
 d. [HCl] ditambah
 e. dalam sistem ditambah larutan NaOH
6. Pada reaksi:

 $2\ H_2O(g) \rightleftharpoons 2\ H_2(g) + O_2(g) \qquad \Delta H = +\ 242$ kJ/mol

 ke arah mana kesetimbangan bergeser, jika:
 a. suhu dinaikkan
 b. suhu diturunkan
 c. ditambah H_2
 d. O_2 dikurangi
 e. tekanan diperbesar
7. Pada reaksi pembuatan asam sulfat dengan proses kontak, sebutkan cara-cara yang ditempuh untuk memperoleh asam sulfat yang optimum!
8. Pada reaksi pembuatan amonia dengan cara Haber-Bosch, sebutkan cara-cara yang ditempuh untuk memperoleh amonia yang optimum!
9. Pada hidrolisis ester menurut reaksi:

 $HCOO^-(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons HCOOH(aq) + OH^-(aq)$

 ke arah mana kesetimbangan akan bergeser, jika pada suhu tetap:
 a. diencerkan (ditambah air)
 b. ditambah larutan NaOH
 c. tekanan diperbesar

10. Pada reaksi:

$CH_4(g) \rightleftharpoons C(s) + 2\ H_2(g) \quad \Delta H = +\ 215$ kJ/mol

jelaskan cara memperoleh CH_4 sebanyak-banyaknya!

11. Tuliskan persamaan tetapan kesetimbangan K_c untuk reaksi:
 a. $CaO(s) + CO_2(g) \rightleftharpoons CaCO_3(s)$
 b. $Ag_2Cr_2O_4(s) \rightleftharpoons 2\ Ag^+(aq) + Cr_2O_4^{2-}(aq)$
 c. $CH_3COCH_3(aq) + HCN(aq) \rightleftharpoons CH_3C(CN)(OH)CH_3$
 d. $Ca(OH)_2(s) \rightleftharpoons Ca^{2+}(aq) + 2\ OH^-(aq)$
 e. $Fe^{3+}(aq) + NCS^-(aq) \rightleftharpoons FeNCS^{2+}(aq)$

12. Tuliskan persamaan tetapan kesetimbangan K_p untuk reaksi:
 a. $2\ NOCl(g) \rightleftharpoons 2\ NO(g) + Cl_2(g)$
 b. $2\ HCl(g) + F_2(g) \rightleftharpoons 2\ HF(g) + Cl_2(g)$
 c. $CO(g) + 2\ H_2(g) \rightleftharpoons CH_3OH(g)$
 d. $P_4O_{10}(g) + 6\ PCl_5(g) \rightleftharpoons 10\ POCl_3(g)$
 e. $SO_2(g) + NO_2(g) \rightleftharpoons NO(g) + SO_3(g)$

13. Pada suhu 500 K, reaksi kesetimbangan $2\ HCl(g) \rightleftharpoons H_2(g) + Cl_2(g)$ mempunyai $K_c = 25$. Saat setimbang diperoleh 0,5 mol Cl_2.
 Tentukan:
 a. mol Cl_2 yang terbentuk
 b. mol HCl mula-mula
 c. besarnya derajat disosiasi (α) HCl

14. Dalam ruang 5 liter dan tekanan ruang 0,4 atm, terdapat reaksi kesetimbangan:

 $2\ NO(g) + O_2(g) \rightleftharpoons N_2O_4(g)$

 Jika 0,2 mol gas NO dicampur dengan 0,2 mol gas O_2, saat setimbang terdapat 0,05 mol N_2O_4. Tentukan harga K_c dan K_p!

15. Dalam ruang 2 liter, 5 mol gas CCl_4 terurai sesuai reaksi:

 $CCl_4(g) \rightleftharpoons C(s) + 2\ Cl_2(g)$

 Bila diperoleh 4 mol gas karbon, tentukan besarnya:
 a. derajat disosiasi (α) CCl_4
 b. K_c
 c. K_p pada suhu 500 °K

16. Dalam ruang 10 liter, 1 mol SO_3 terurai 50% menurut reaksi kesetimbangan:

$$2\ SO_3(g) \rightleftharpoons 2\ SO_2(g) + O_2(g)$$

Jika P_{total} 5 atm, tentukan besarnya:
a. K_c
b. K_p

17. Dalam ruang 1 liter, sebanyak 17 gram gas NH_3 (M_r = 17) terurai menurut reaksi:

$$2\ NH_3(g) \rightleftharpoons N_2(g) + 3\ H_2(g)$$

Bila pada keadaan setimbang diperoleh perbandingan mol $NH_3 : N_2 = 2 : 1$, tentukan besarnya:
a. derajat disosiasi (α) NH_3
b. K_c

18. Diketahui reaksi kesetimbangan:

$$CO(g) + H_2O(g) \rightleftharpoons CO_2(g) + H_2(g) \qquad K_c = 0{,}80$$

Untuk menghasilkan 4 mol H_2 per liter dari 6 mol H_2O per liter, tentukan besarnya mol CO yang dibutuhkan!

19. Pada suhu 400 K dan dalam ruang 1 liter tetapan kesetimbangan reaksi:

$$2\ NO(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2\ NO_2(g)$$

adalah $\frac{1}{4}$. Bila disediakan 4 mol NO dan menghasilkan 2 mol NO_2, tentukan:
a. banyaknya mol oksigen yang diperlukan
b. K_c
c. K_p (R = 0,082 L atm mol^{-1} K^{-1})

20. Jika tetapan kesetimbangan untuk reaksi $2\ X + 2\ Y \rightleftharpoons 4\ Z$ adalah 0,04, tentukan besarnya tetapan kesetimbangan untuk reaksi:

$$2\ Z \rightleftharpoons X + Y$$

Latihan Ulangan Umum Semester 1

I. Pilih satu jawaban paling benar di antara pilihan jawaban A, B, C, D, atau E! Untuk soal yang memerlukan hitungan, jawablah dengan uraian jawaban beserta cara mengerjakannya!

1. Jumlah elektron maksimum yang dapat menempati tingkat energi ketiga adalah
 A. 2
 B. 6
 C. 8
 D. 18
 E. 28
2. Kedudukan elektron dalam suatu atom ditentukan oleh
 A. tingkat energi
 B. bilangan kuantum
 C. bilangan oksidasi
 D. panjang gelombang
 E. frekuensi
3. Pernyataan berikut merupakan kelemahan teori atom Niels Bohr, ***kecuali***
 A. tidak dapat menerangkan kedudukan elektron dengan pasti
 B. lintasan elektron bukan merupakan elips
 C. tidak dapat menerangkan pengaruh medan magnet
 D. kejadian dalam ikatan kimia tidak dapat diterangkan
 E. tiap lintasan elektron dihuni elektron
4. Suatu atom dengan empat kulit elektron memiliki orbital sebanyak
 A. 8
 B. 12
 C. 16
 D. 20
 E. 30
5. Ion X^{2+} yang mengandung 12 proton dan 12 neutron memiliki konfigurasi elektron
 A. $1s^2\ 2s^2\ 2p^4$
 B. $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$
 C. $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2$
 D. $1s^2\ 2s^2\ 2p^4\ 3s^2$
 E. $1s^2\ 2s^2\ 2p^5\ 3s^2$
6. Vanadium mempunyai nomor atom 23. Jumlah elektron yang tak berpasangan adalah
 A. 1
 B. 2
 C. 3
 D. 4
 E. 5
7. Bilangan kuantum yang dimiliki oleh elektron terakhir pada $_{29}$Cu adalah
 A. $n = 3; l = 2; m = +2; s = -½$
 B. $n = 3; l = 2; m = +2; s = +½$
 C. $n = 3; l = 1; m = 0; s = +½$
 D. $n = 4; l = 0; m = 0; s = +½$
 E. $n = 4; l = 0; m = 0; s = -½$
8. Elektron yang mempunyai bilangan kuantum $m = -2$ terletak pada subkulit
 A. 2*s*
 B. 2*d*
 C. 3*s*
 D. 3*p*
 E. 3*d*

9. Elektron terakhir dari atom *X* mempunyai bilangan kuantum $n = 3$; $l = 2$; $m = -2$; $s = +½$. Banyaknya proton atom tersebut adalah
 A. 11
 B. 16
 C. 18
 D. 26
 E. 29
10. Bilangan kuantum yang ***tidak*** diizinkan adalah
 A. $n = 2$; $l = 1$; $m = 1$; $s = +½$
 B. $n = 2$; $l = 1$; $m = -1$; $s = +½$
 C. $n = 3$; $l = 2$; $m = 2$; $s = +½$
 D. $n = 3$; $l = 3$; $m = -3$; $s = +½$
 E. $n = 4$; $l = 3$; $m = -3$; $s = +½$
11. Unsur dengan nomor atom 27, dalam sistem periodik unsur terletak pada
 A. golongan IIA, periode 4
 B. golongan VIIA, periode 3
 C. golongan VIIB, periode 4
 D. golongan VIIIB, periode 4
 E. golongan VIIIB, periode 5
12. Unsur X^{3-} mempunyai konfigurasi elektron: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}\ 4s^2\ 4p^6$. Unsur *X* terletak pada sistem periodik unsur
 A. golongan IIIA, peride 4
 B. golongan VA, periode 4
 C. golongan VIIIA, periode 5
 D. golongan IVA, periode 5
 E. golongan VA, periode 5
13. Blok *p* dalam sistem periodik unsur ***tidak*** mengandung unsur
 A. logam
 B. nonlogam
 C. metaloid
 D. transisi
 E. gas mulia
14. Suatu unsur memiliki konfigurasi elektron: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$, termasuk dalam golongan
 A. alkali
 B. alkali tanah
 C. nitrogen
 D. gas mulia
 E. halogen
15. Elektron terakhir suatu unsur mempunyai bilangan kuantum $n = 3$; $l = 1$; $m = 0$; s = +½. Dalam sistem periodik, unsur tersebut terletak pada
 A. periode 3, golongan IA
 B. periode 3, golongan IIA
 C. periode 3, golongan IIIA
 D. periode 3, golongan VA
 E. periode 3, golongan VIIA
16. Unsur *X* mempunyai nomor atom 20 dan unsur *Y* mempunyai nomor atom 9. Senyawa yang terbentuk dari kedua unsur ini mempunyai rumus
 A. XY
 B. X_2Y
 C. XY_2
 D. X_2Y_3
 E. XY_3
17. Molekul berikut ini yang ***tidak*** mengikuti kaidah oktet adalah
 A. H_2O
 B. NH_3
 C. CCl_4
 D. BCl_3
 E. PH_3

18. Senyawa $XeCl_4$ (nomor atom Xe = 54) mempunyai bentuk molekul
 A. tetrahedral
 B. piramida trigonal
 C. segi empat planar
 D. bipiramida trigonal
 E. oktahedral
19. Bentuk molekul SF_6 (nomor atom S = 16) adalah
 A. tetrahedral
 B. piramida trigonal
 C. segi empat planar
 D. bipiramida trigonal
 E. oktahedral
20. Bentuk molekul PCl_5 (nomor atom P = 15) adalah
 A. tetrahedral
 B. piramida trigonal
 C. segi empat planar
 D. bipiramida trigonal
 E. oktahedral
21. Jika diketahui reaksi $A + B \longrightarrow C + D$, maka laju reaksi didefinisikan sebagai laju
 A. penambahan konsentrasi *A* per satuan waktu
 B. penambahan konsentrasi *B* per satuan waktu
 C. berkurangnya konsentrasi *A* dan *B* per satuan waktu
 D. berkurangnya konsentrasi *C* dan *D* per satuan waktu
 E. berkurangnya konsentrasi *A* dan *D* per satuan waktu
22. Dari reaksi: $2\ NO(g) + Br_2(g) \longrightarrow 2\ NOBr(g)$, diperoleh data percobaan sebagai berikut.

No.	[NO] (*M*)	[Br_2] (*M*)	Laju Reaksi (*M*/detik)
1.	0,3	0,05	1,6
2.	0,3	0,15	4,8
3.	0,1	0,25	0,5
4.	0,2	0,25	2,0

 Persamaan laju reaksi untuk reaksi di atas adalah
 A. $v = k\cdot[NO][Br_2]$
 B. $v = k\cdot[NO][Br_2]^2$
 D. $v = k\cdot[NO]^2[Br_2]$
 D. $v = k\cdot[NO]^2[Br_2]^2$
 E. $v = k\cdot[NO]$
23. Dari reaksi $N_2(g) + 3\ H_2(g) \longrightarrow 2\ NH_3(g)$ diperoleh data sebagai berikut.

No.	[N_2] (*M*)	[H_2] (*M*)	Waktu (detik)
1.	0,4	0,1	152
2.	0,8	0,1	76
3.	0,4	0,2	152

 Harga tetapan laju reaksi dan satuannya adalah
 a. 0,008 mol L^{-1} $detik^{-1}$
 b. 0,016 mol L^{-1} $detik^{-1}$
 c. 0,016 $detik^{-1}$
 d. 0,032 mol^{-1}
 e. 0,032 mol^{-2}

24. Umumnya setiap kenaikan suhu dapat mempercepat laju reaksi karena kenaikan suhu akan
 A. memperbesar tekanan
 B. memperbesar luas permukaan
 C. menaikkan energi pengaktifan
 D. memperbesar konsentrasi zat-zat pereaksi
 E. memperbesar energi kinetik molekul pereaksi

25. Dalam ruang 5 liter berlangsung penguraian N_2O_4 menurut reaksi:
 $N_2O_4(g) \longrightarrow 2\ NO_2(g)$
 Jika mula-mula dimasukkan 3 mol N_2O_4 dan dalam 10 detik dihasilkan 2 mol NO_2, maka laju reaksi terurainya gas N_2O_4 adalah
 A. 0,06 *M*/detik
 B. 0,04 *M*/detik
 C. 0,03 *M*/detik
 D. 0,02 *M*/detik
 E. 0,01 *M*/detik

26. Laju suatu reaksi bertambah tiga kali lebih cepat setiap kenaikan suhu 10 °C. Jika laju reaksi pada suhu 25 °C adalah 4 *M*/detik, maka laju reaksi pada suhu 45 °C adalah
 A. 8 *M*/detik
 B. 12 *M*/detik
 C. 16 *M*/detik
 D. 24 *M*/detik
 E. 36 *M*/detik

27. Hasil percobaan untuk reaksi:
 $A(g) + B(g) \longrightarrow C(g)$
 sebagai berikut.
 1) Jika konsentrasi *A* dinaikkan dua kali dan konsentrasi *B* tetap, maka laju reaksi menjadi 4 kali lebih cepat.
 2) Laju reaksi menjadi 8 kali lebih cepat, bila konsentrasi *B* diperbesar 2 kali dan konsentrasi *A* tetap.

 Persamaan laju reaksi tersebut adalah
 A. $V = k[A]^2[B]^3$
 B. $V = k[A]^3][B]^2$
 C. $V = k[A]^2[B]^4$
 D. $V = k[A]^{½}[B]^3$
 E. $V = k[A][B]$

28. Dalam ruang 2 liter direaksikan 1,6 mol gas *X* dan 2,2 mol gas *Y*, sehingga terjadi reaksi $X(g) + 2\ Y(g) \longrightarrow XY(g)$.
 Setelah reaksi berlangsung 5 detik masih terdapat 0,6 mol gas *X*. Besarnya laju reaksi terhadap *Y* adalah
 A. 0,05 *M*/detik
 B. 0,1 *M*/detik
 C. 0,15 *M*/detik
 D. 0,2 *M*/detik
 E. 0,4 *M*/detik

29. Diketahui reaksi $A + B \longrightarrow C$.
 Dari percobaan diperoleh data sebagai berikut:

No.	[*A*] (*M*)	[*B*] (*M*)	Laju Reaksi (*M*/detik)
1.	0,5	0,4	2a
2.	0,5	0,8	8a
3.	0,25	0,4	a

Rumus laju reaksi untuk reaksi tersebut adalah

A. $V = k[A]^2[B]$
B. $V = k[A][B]$
C. $V = k[A][B]^2$
D. $V = k[A]^2$
E. $V = k[B]$

30. Untuk reaksi $A + B \longrightarrow C$ diperoleh data sebagai berikut.

No.	[*A*] (*M*)	[*B*] (*M*)	Waktu (detik)
1.	0,1	0,1	80
2.	0,2	0,1	40
3.	0,4	0,2	10

Dapat disimpulkan bahwa orde reaksi total dari reaksi tersebut adalah

A. 0
B. 1
C. 2
D. 3
E. 4

31. Pernyataan berikut ini yang ***benar*** tentang reaksi eksoterm adalah
A. entalpi sistem bertambah
B. entalpi produk lebih kecil dari entalpi reaktan
C. entalpi produk lebih besar dari entalpi reaktan
D. reaksi kimia yang memerlukan energi
E. reaksi kimia yang memerlukan katalis

32. Perubahan entalpi pembentukan (ΔH_f) gas CO_2 adalah –393,5 kJ/mol. Persamaan termokimianya adalah

A. $CO(g) + \frac{1}{2} O_2(g) \longrightarrow CO_2(g)$ ΔH = –393,5 kJ/mol
B. $CO_2(g) \longrightarrow CO(g) + \frac{1}{2} O_2(g)$ ΔH = –393,5 kJ/mol
C. $CO_2(g) \longrightarrow C(s) + O_2(g)$ ΔH = –393,5 kJ/mol
D. $C(s) + 2\ O(g) \longrightarrow CO_2(g)$ ΔH = –393,5 kJ/mol
E. $C(s) + O_2(g) \longrightarrow CO_2(g)$ ΔH = –393,5 kJ/mol

33. Jika diketahui persamaan termokimia:

$N_2(g) + 3\ H_2(g) \longrightarrow 2\ NH_3(g)$ ΔH = –90 kJ
$4\ NH_3(g) + 5\ O_2(g) \longrightarrow 4\ NO(g) + 6\ H_2O(g)$ ΔH = –1.140 kJ
$2\ H_2(g) + O_2(g) \longrightarrow 2\ H_2O(g)$ ΔH = –560 kJ

maka ΔH untuk reaksi $N_2(g) + O_2(g) \longrightarrow 2\ NO(g)$ adalah

A. –490 kJ
B. –245 kJ
C. –180 kJ
D. +180 kJ
E. 245 kJ

34. Sebanyak 100 mL larutan HCl 1 *M* bersuhu 27 °C dicampur dengan 150 mL larutan NaOH 1 *M* bersuhu 27 °C, kemudian dimasukkan ke dalam kalorimeter gelas plastik. Suhu campuran naik sampai 32 °C. Jika kalor jenis larutan dianggap sama dengan kalor jenis air = 4,2 J g^{-1} $°C^{-1}$, kapasitas panas kalorimeter = 12 J $°C^{-1}$, dan massa jenis larutan = 1 g/mL, maka besarnya perubahan entalpi pada reaksi: $HCl(aq) + NaOH(aq) \longrightarrow NaCl(aq) + H_2O(l)$ adalah

A. –42.000 J/mol
B. –53.100 J/mol
C. –42.600 J/mol
C. –5.310 J/mol
D. –41.400 J/mol

35. Kalor reaksi yang terjadi pada reaksi 0,25 mol NaOH*(aq)* dengan 0,25 mol HCl*(aq)*, jika diketahui perubahan entalpi pada reaksi:

$NaOH(aq) + HCl(aq) \longrightarrow NaCl(aq) + H_2O(l)$ $\Delta H = 56{,}60$ kJ/mol

adalah

A. 7,075 kJ
B. 14,15 kJ
C. 28,30 kJ
D. 42,25 kJ
E. 113,2 kJ

36. Diketahui:

$\Delta H_f\ CO_2 = -393{,}5$ kJ/mol $\Delta H_f\ H_2O = -241{,}8$ kJ/mol

Bila diketahui reaksi:

$C_2H_4(g) + 3\ O_2(g) \longrightarrow 2\ CO_2(g) + 2\ H_2O(g)$ $\Delta H_c = -1.323$ kJ

maka besarnya $\Delta H_f\ C_2H_4$ adalah

A. +24,5 kJ
B. –54,2 kJ
C. +54,2 kJ
D. +52,4 kJ
E. –24,5 kJ

37. Jika diketahui pada reaksi pembentukan 2,6 gram C_2H_2 (A_r C = 12, H = 1) dibebaskan energi sebesar 22,6 kJ, maka besarnya entalpi pembentukan standar C_2H_2 membebaskan energi sebesar

A. 2,26 kJ/mol
B. 22,6 kJ/mol
C. 45,2 kJ/mol
D. 226 kJ/mol
E. 452 kJ/mol

38. Diketahui:

$\Delta H\ C_3H_8 = -104$ kJ $\Delta H\ CO_2 = -395$ kJ $\Delta H\ H_2O = -286$ kJ

Persamaan reaksi pada pembakaran gas C_3H_8 sebagai berikut.

$C_3H_8(g) + 5\ O_2(g) \longrightarrow 3\ CO_2(g) + 4\ H_2O(l)$

Besarnya perubahan entalpi pada pembakaran 11 gram C_3H_8 (A_r C = 12, H = 1) adalah

A. –2.225 kJ
B. +2.225 kJ
C. –556,25 kJ
D. +556,25 kJ
E. –1112,5 kJ

39. Diketahui energi ikatan rata-rata dari:

C = C = 598 kJ/mol
C – C = 346 kJ/mol
H – H = 436 kJ/mol
C – H = 415 kJ/mol

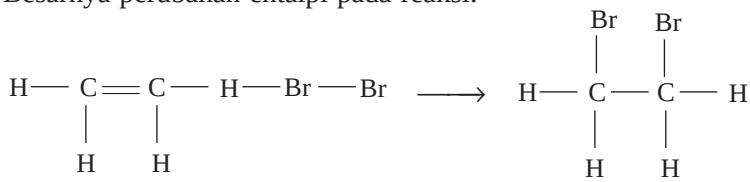
Besarnya perubahan entalpi pada reaksi:

$C_2H_4(g) + H_2(g) \longrightarrow C_2H_6(g)$

adalah

A. –394 kJ
B. –142 kJ
C. +142 kJ
D. +3.940 kJ
E. +1.958 kJ

40. Diketahui energi ikatan rata-rata:
C – H = 415 kJ/mol C – C = 348 kJ/mol
C = C = 607 kJ/mol C – Br = 276 kJ/mol
Br – Br = 193 kJ/mol
Besarnya perubahan entalpi pada reaksi:



adalah
A. –50 kJ
B. –100 kJ
C. + 50 kJ
D. + 100 kJ
E. + 200 kJ

41. Suatu reaksi dikatakan mencapai keadaan setimbang, jika
A. jumlah mol pereaksi dan hasil reaksi sama
B. masing-masing zat yang bereaksi telah habis
C. reaksi sudah berhenti
D. laju reaksi ke arah hasil reaksi sama dengan laju reaksi ke arah pereaksi
E. reaksi berlangsung dengan laju reaksi pada dua arah berbeda

42. Harga tetapan kesetimbangan (K_c) untuk reaksi:
$3\ Fe(s) + 4\ H_2O(g) \rightleftharpoons Fe_3O_4(s) + 4\ H_2(g)$ adalah
A. $Kc = \frac{[Fe_3O_4][H_2]^4}{[Fe]^3[H_2O]^4}$
B. $Kc = \frac{[Fe]^3[H_2O]^4}{[Fe_3O_4][H_2]^4}$
C. $Kc = \frac{[Fe_3O_4][H_2]^4}{[H_2]^4}$
D. $Kc = \frac{[H_2O]^4}{[H_2]^4}$
E. $Kc = \frac{[H_2]^4}{[H_2O]^4}$

43. Pada reaksi $N_2(g) + 3\ H_2(g) \rightleftharpoons 2\ NH_3(g)$, jika pada suhu tetap konsentrasi N_2 dikurangi, maka
A. kesetimbangan tak bergeser
B. kesetimbangan bergeser ke kiri
C. kesetimbangan bergeser ke kanan
D. harga tetapan kesetimbangan makin besar
E. pereaksi habis

44. Dalam ruang tertutup bervolume 4 liter, 3 mol gas NO terurai menurut reaksi:
$2\ NO(g) \rightleftharpoons N_2(g) + O_2(g)$
Jika pada saat setimbang terdapat 1 mol gas N_2, maka harga K_c adalah
A. 4
B. 2
C. 1
D. 0,5
E. 0,25

45. Dalam ruang 10 liter dan tekanan total ruang 4 atm, terjadi reaksi kesetimbangan:
$NH_3(g) + HCl(g) \rightleftharpoons NH_4Cl(g)$
Pada saat kesetimbangan tercapai diperoleh 3 mol NH_3, 1 mol HCl, dan 4 mol NH_4Cl. Besarnya K_p adalah
A. 4
B. $\frac{8}{3}$
C. 3
D. $\frac{3}{2}$
E. $\frac{2}{3}$

46. Dalam bejana tertutup sebanyak 2 liter, 5 mol gas N_2O_5 terurai menurut reaksi kesetimbangan:
$2\ N_2O_5(g) \rightleftharpoons 4\ NO_2(g) + O_2(g)$
Bila pada saat setimbang terdapat 2 mol gas O_2, maka besarnya dissosiasi N_2O_5 adalah
A. 90%
B. 80%
C. 75%
D. 60%
E. 50%

47. Diketahui reaksi:
$2\ SO_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2\ SO_3(g) \quad \Delta H = -197$ kJ
Di antara pernyataan berikut ini, yang tidak dapat memperbanyak hasil SO_3 adalah
A. menurunkan suhu
B. memperbesar tekanan sistem
C. memperbesar volume sistem
D. menambah SO_2
E. segera mengambil SO_3 yang terbentuk

48. Dalam ruang 1 liter terdapat reaksi kesetimbangan $N_2O_4(g) \rightleftharpoons 2\ NO(g)$. Bila pada keadaan setimbang jumlah mol N_2O_4 sama dengan jumlah mol NO, maka besarnya derajat disosiasi N_2O_4 adalah
A. 2
B. 1
C. 0,5
d. $\frac{1}{3}$
e. $\frac{1}{4}$

49. Pada pembuatan asam sulfat dengan proses kontak digunakan katalis
A. serbuk Fe
B. serbuk Ni
C. K_2O
d. Al_2O_3
e. V_2O_5

50. Pembuatan gas NH_3 menurut proses Haber-Bosch sesuai reaksi:
$N_2(g) + 3\ H_2(g) \rightleftharpoons 2\ NH_3(g) \quad \Delta H = -94{,}2$ kJ
Agar diperoleh hasil NH_3 maksimal, maka dilakukan pada
A. suhu tinggi, tekanan tinggi, tanpa katalis
B. suhu tinggi, tekanan rendah, tanpa katalis
C. suhu rendah, tekanan tinggi, dengan katalis
D. suhu optimum, tekanan rendah, dengan katalis
E. suhu tinggi, tekanan rendah, dengan katalis

BAB 5 Larutan Asam dan Basa



Tujuan Pembelajaran:

Setelah mempelajari bab ini, Anda diharapkan mampu:

1. Menjelaskan pengertian asam-basa menurut Arrhenius.
2. Membandingkan kekuatan asam-basa.
3. Menghitung pH larutan asam-basa.
4. Menjelaskan pengertian asam-basa menurut Bronsted-Lowry.
5. Menentukan asam-basa konjugasi.
6. Menghitung konsentrasi larutan asam-basa pada reaksi netralisasi.

Kata Kunci

Asam-basa, Arrhenius, pH larutan, kekuatan asam, tetapan kesetimbangan asam (K_a), konsentrasi ion H^+, konsentrasi ion OH^-, Bronsted-Lowry, indikator universal, basa konjugasi, reaksi netralisasi.

Pengantar

Asam dan basa sudah dikenal sejak zaman dulu. Istilah asam (*acid)* berasal dari bahasa Latin *acetum* yang berarti cuka. Istilah basa (*alkali)* berasal dari bahasa Arab yang berarti abu. Basa digunakan dalam pembuatan sabun. Juga sudah lama diketahui bahwa asam dan basa saling menetralkan. Di alam, asam ditemukan dalam buah-buahan, misalnya asam sitrat dalam buah jeruk berfungsi untuk memberi rasa limun yang tajam. Cuka mengandung asam asetat, dan asam tanak dari kulit pohon digunakan untuk menyamak kulit. Asam mineral yang lebih kuat telah dibuat sejak abad pertengahan, salah satunya adalah *aqua forti* (asam nitrat) yang digunakan oleh para peneliti untuk memisahkan emas dan perak.

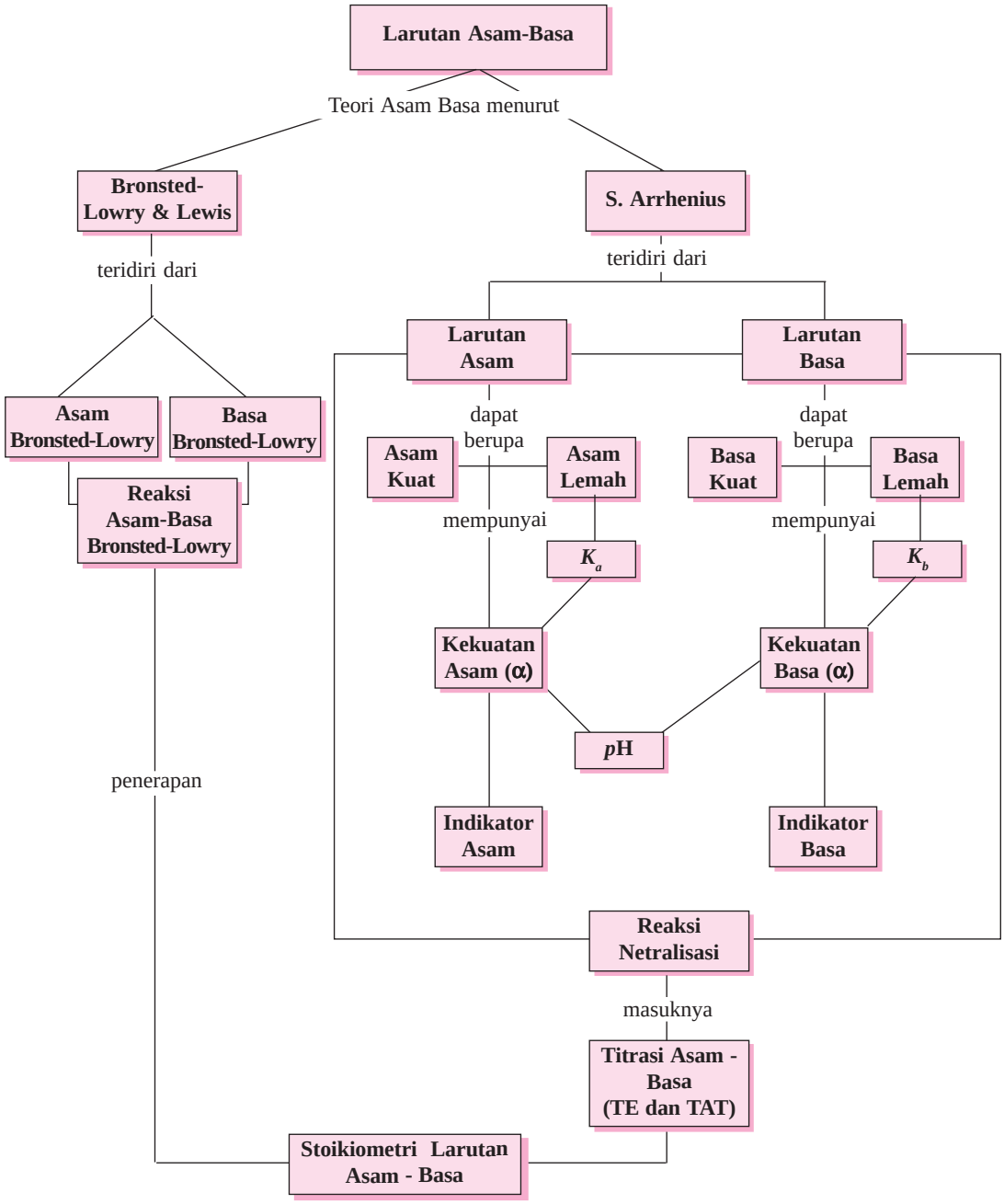


Gambar 5.1 Detergen dan kosmetik merupakan produk basa



Gambar 5.2 Jeruk mengandung asam sitrat yang merupakan asam

Peta Konsep


Larutan Asam-Basa
Teori Asam Basa menurut
Bronsted-Lowry & Lewis
S. Arrhenius
teridiri dari
teridiri dari
Asam Bronsted-Lowry
Basa Bronsted-Lowry
Reaksi Asam-Basa Bronsted-Lowry
Larutan Asam
Larutan Basa
dapat berupa
dapat berupa
Asam Kuat
Asam Lemah
Basa Kuat
Basa Lemah
mempunyai
mempunyai
K_a
K_b
Kekuatan Asam (α)
Kekuatan Basa (α)
pH
penerapan
Indikator Asam
Indikator Basa
Reaksi Netralisasi
masuknya
Titrasi Asam - Basa (TE dan TAT)
Stoikiometri Larutan Asam - Basa

5.1 Teori Asam dan Basa Menurut Arrhenius

Larutan asam dan basa merupakan contoh dari larutan elektrolit. Pada tahun 1884, **Svante Arrhenius** (1859-1897) seorang ilmuwan Swedia yang memenangkan hadiah nobel atas karyanya di bidang ionisasi, memperkenalkan pemikiran tentang senyawa yang terpisah atau terurai menjadi bagian ion-ion dalam larutan. Dia menjelaskan bagaimana kekuatan asam dalam larutan *aqua* (air) tergantung pada konsentrai ion-ion hidrogen di dalamnya.

Menurut Arrhenius, *asam* adalah zat yang dalam air melepakan ion H^+, sedangkan *basa* adalah zat yang dalam air melepaskan ion OH^-. Jadi pembawa sifat asam adalah ion H^+, sedangkan pembawa sifat basa adalah ion OH^-. Asam Arrhenius dirumuskan sebagai H_xZ, yang dalam air mengalami ionisasi sebagai berikut.

$$H_xZ \longrightarrow x\,H^+ + Z^{x-}$$

Jumlah ion H^+ yang dapat dihasilkan oleh 1 molekul asam disebut *valensi asam*, sedangkan ion negatif yang terbentuk dari asam setelah melepaskan ion H^+ disebut *ion sisa asam*. Beberapa contoh asam dapat dilihat pada tabel 5.1.
Basa Arrhenius adalah hidroksida logam, $M(OH)_x$, yang dalam air terurai sebagai berikut.

$$M(OH)_x \longrightarrow M^{x+} + x\,OH^-$$

Jumlah ion OH^- yang dapat dilepaskan oleh satu molekul basa disebut *valensi basa*. Beberapa contoh basa diberikan pada tabel 5.2.

Asam sulfat dan magnesium hidroksida dalam air mengion sebagai berikut.

$$H_2SO_4 \longrightarrow 2\,H^+ + SO_4^{2-}$$
$$Mg(OH)_2 \longrightarrow Mg^+ + 2\,OH^-$$

Tabel 5.1 Berbagai Jenis Asam

Rumus Asam	Nama Asam	Reaksi Ionisasi	Valensi Asam	Sisa Asam
HF	asam fluorida	$HF \rightarrow H^+ + F^-$	1	F^-
HCl	asam klorida	$HCl \rightarrow H^+ + Cl^-$	1	Cl^-
HBr	asam bromida	$HBr \rightarrow H^+ + Br$	1	Br^-
HCN	asam sianida	$HCN \rightarrow H^+ + CN^-$	1	CN^-
H_2S	asam sulfida	$H_2S \rightarrow 2\,H^+ + S^{2-}$	2	S^{2-}
HNO_3	asam nitrat	$HNO_3 \rightarrow H^+ + NO_3^-$	1	NO_3^-
H_2SO_4	asam sulfat	$H_2SO_4 \rightarrow 2\,H^+ + SO_4^{2-}$	2	SO_4^{2-}
H_2SO_3	asam sulfit	$H_2SO_3 \rightarrow 2\,H^+ + SO_3^{2-}$	2	SO_3^{2-}
H_3PO_4	asam fosfat	$H_3PO_4 \rightarrow 3\,H^+ + PO_4^{3-}$	3	PO_4^{3-}
H_3PO_3	asam fosfit	$H_3PO_3 \rightarrow 3\,H^+ + PO_3^{3-}$	3	PO_3^{3-}
CH_3COOH	asam asetat	$CH_3COOH \rightarrow H^+ + CH_3COO^-$	1	CH_3COO^-
$H_2C_2O_4$	asam oksalat	$H_2C_2O_4 \rightarrow 2\,H^+ + C_2O_4^{2-}$	2	$C_2O_4^{2-}$
C_6H_5COOH	asam benzoat	$C_6H_5COOH \rightarrow H^+ + C_6H_5COO^-$	1	$C_6H_5COO^-$

Sumber: Chemistry, The Molecular Nature of Matter and Change, Martin S. Silberberg, 2000.

Tabel 5.2 Berbagai Jenis Basa

Rumus Basa	Nama Basa	Reaksi Ionisasi	Valensi Basa
NaOH	natrium hidroksida	$NaOH \rightarrow Na^+ + OH^-$	1
KOH	kalium hidroksida	$KOH \rightarrow K^+ + OH^-$	1
$Mg(OH)_2$	magnesium hidroksida	$Mg(OH)_2 \rightarrow Mg^{2+} + 2\ OH^-$	2
$Ca(OH)_2$	kalsium hidroksida	$Ca(OH)_2 \rightarrow Ca^{2+} + 2\ OH^-$	2
$Ba(OH)_2$	barium hidroksida	$Ba(OH)_2 \rightarrow Ba^{2+} + 2\ OH^-$	2
$Fe(OH)_3$	besi(III) hidroksida	$Fe(OH)_3 \rightarrow Fe^{3+} + 3\ OH^-$	3
$Fe(OH)_2$	besi(II) hidroksida	$Fe(OH)_2 \rightarrow Fe^{2+} + 2\ OH^-$	2
$Al(OH)_3$	aluminium hidroksida	$Al(OH)_3 \rightarrow Al^{3+} + 3\ OH^-$	3
$Sr(OH)_2$	stronsium hidroksida	$Sr(OH)_2 \rightarrow Sr^{2+} + 2\ OH^-$	2

Sumber: *General Chemistry, Principles & Structure*, James E. Brady, 1990.

5.2 Tetapan Kesetimbangan Air (K_w)

Air murni hampir tidak menghantarkan arus listrik. Hanya alat pengukuran yang sangat peka yang dapat menunjukkan bahwa air murni memiliki daya hantar listrik yang sangat kecil. Artinya, hanya sebagian kecil molekul-molekul air dapat terionisasi menjadi ion H^+ dan ion OH^-.

Persamaan ionisasi air dapat ditulis sebagai:

$$H_2O(l) \rightleftharpoons H^+(aq) + OH^-(aq)$$

Harga tetapan air adalah:

$$K = \frac{[H^+][OH^-]}{[H_2O]}$$

$$K\,[H_2O] = [H^+]\,[OH^-]$$

Konsentrasi H_2O yang terionisasi menjadi H^+ dan OH^- sangat kecil dibandingkan dengan konsentrasi H_2O mula-mula, sehingga konsentrasi H_2O dapat dianggap tetap, maka harga $K[H_2O]$ juga tetap, yang disebut tetapan kesetimbangan air atau ditulis K_w. Jadi,

$$K_w = [H^+][OH^-]$$

Pada suhu 25 °C, K_w yang didapat dari percobaan adalah $1{,}0 \times 10^{-14}$. Harga K_w ini tergantung pada suhu, tetapi untuk percobaan yang suhunya tidak terlalu menyimpang jauh dari 25 °C, harga K_w itu dapat dianggap tetap.

Harga K_w pada berbagai suhu dapat dilihat pada tabel 5.3 berikut.

$K_w = [H^+][OH^-] = 10^{-14}$

Tabel 5.3 Harga K_w pada Berbagai Suhu

Suhu (°C)	K_w
0	$0{,}114 \times 10^{-14}$
10	$0{,}295 \times 10^{-14}$
20	$0{,}676 \times 10^{-14}$
25	$1{,}00 \times 10^{-14}$
60	$9{,}55 \times 10^{-14}$
100	$55{,}0 \times 10^{-14}$

Oleh karena $[H^+][OH^-] = 10^{-14}$, maka $[H^+] = 10^{-7}$ dan $[OH^-] = 10^{-7}$. Artinya, dalam 1 liter air murni terkandung ion H^+ dan ion OH^- masing-masing sebanyak 10^{-7} mol.

Jika ke dalam air ditambahkan suatu asam, maka $[H^+]$ akan bertambah tetapi hasil perkalian $[H^+][OH^-]$ tetap sama dengan K_w. Hal ini dapat terjadi karena kesetimbangan bergeser ke kiri yang menyebabkan pengurangan $[OH^-]$. Kesetimbangan juga akan bergeser jika ke dalam air ditambahkan suatu basa. Dari pembahasan ini dapat disimpulkan sebagai berikut.

Catatan

Dalam larutan berair = $[H^+][OH^-] = K_w$
Dalam air murni (larutan netral) = $[H^+] = [OH^-]$
Dalam larutan asam = $[H^+] > [OH^-]$
Dalam larutan basa = $[H^+] < [OH^-]$

5.3 Kekuatan Asam dan Basa

Sebagaimana larutan elektrolit yang dibedakan atas elektrolit kuat dan elektrolit lemah, maka larutan asam dan larutan basa yang merupakan larutan elektrolit juga dibedakan atas asam-basa kuat dan asam-basa lemah. Perbedaan kekuatan larutan asam-basa ini dipengaruhi oleh banyak sedikitnya ion-ion pembawa sifat asam dan ion-ion pembawa sifat basa yang dihasilkan saat terionisasi.

A. Kekuatan Asam

Kekuatan asam dipengaruhi oleh banyaknya ion – ion H^+ yang dihasilkan oleh senyawa asam dalam larutannya. Berdasarkan banyak sedikitnya ion H^+ yang dihasilkan, larutan asam dibedakan menjadi dua macam sebagai berikut.

1. Asam Kuat

Asam kuat yaitu senyawa asam yang dalam larutannya terion seluruhnya menjadi ion-ionnya. Reaksi ionisasi asam kuat merupakan reaksi berkesudahan. Secara umum, ionisasi asam kuat dirumuskan sebagai berikut.

$HA(aq) \longrightarrow H^+(aq) + A^-(aq)$

$$[H^+] = x \cdot [HA]$$

atau

$$[H^+] = \text{valensi asam} \cdot M$$

dengan: x = valensi asam
M = konsentrasi asam

2. Asam Lemah

Asam lemah yaitu senyawa asam yang dalam larutannya hanya sedikit terionisasi menjadi ion-ionnya. Reaksi ionisasi asam lemah merupakan reaksi kesetimbangan.

Secara umum, ionisasi asam lemah valensi satu dapat dirumuskan sebagai berikut.

$HA(aq) \rightleftharpoons H^+(aq) + A^-(aq)$

$$K_a = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]}$$

Makin kuat asam maka reaksi kesetimbangan asam makin condong ke kanan, akibatnya K_a bertambah besar. Oleh karena itu, harga K_a merupakan ukuran kekuatan asam, makin besar K_a makin kuat asam.

Berdasarkan persamaan di atas, karena pada asam lemah $[H^+] = [A^-]$, maka persamaan di atas dapat diubah menjadi:

$$K_a = \frac{[H^+]^2}{HA}$$

$$[H^+]^2 = K_a \cdot [HA]$$

$$[H^+] = \sqrt{K_a \cdot [HA]}$$

dengan K_a = tetapan ionisasi asam

Konsentrasi ion H^+ asam lemah juga dapat dihitung jika derajat ionisasinya (α) diketahui.

$$[H^+] = [HA] \cdot \alpha$$

Contoh 5.1

Tentukan konsentrasi ion H^+ dalam masing-masing larutan berikut.

a. H_2SO_4 0,02 *M*
b. HNO_3 0,1 *M*
c. CH_3COOH 0,05 *M* jika derajat ionisasinya 1%
d. H_2SO_3 0,001 *M* jika $K_a = 1 \times 10^{-5}$

Jawab:

Petunjuk: H_2SO_4 dan HNO_3 merupakan asam kuat, sedangkan CH_3COOH dan H_2SO_3 termasuk asam lemah.

a. $H_2SO_4 \longrightarrow 2\,H^+ + SO_4^{2-}$

$[H^+] = x \cdot [HA]$
$= 2 \cdot 0{,}02$
$= 0{,}04\ M$

b. $HNO_3 \longrightarrow H^+ + NO_3^-$

$[H^+] = x \cdot [HA]$
$= 1 \cdot 0{,}1$
$= 0{,}2\ M$

c. $CH_3COOH \rightleftharpoons CH_3COO^- + H^+$

$[H^+] = [HA] \cdot \alpha$
$= 0{,}05 \cdot 0{,}01$
$= 0{,}0005\ M$

d. $H_2SO_3 \rightleftharpoons 2\,H^+ + SO_3^{2-}$

$[H^+] = \sqrt{K_a \cdot [HA]}$

$[H^+] = \sqrt{10^{-5} \cdot [0{,}001]}$

$[H^+] = \sqrt{10^{-8}}$

$[H^+] = 10^{-4}\ M$

B. Kekuatan Basa

Kekuatan basa dipengaruhi oleh banyaknya ion – ion OH^- yang dihasilkan oleh senyawa basa dalam larutannya. Berdasarkan banyak sedikitnya ion OH^- yang dihasilkan, larutan basa juga dibedakan menjadi dua macam sebagai berikut.

1. Basa Kuat

Basa kuat yaitu senyawa basa yang dalam larutannya terion seluruhnya menjadi ion-ionnya. Reaksi ionisasi basa kuat merupakan reaksi berkesudahan.

Secara umum, ionisasi basa kuat dirumuskan sebagai berikut.

$$M(OH)_x(aq) \longrightarrow M^{x+}(aq) + x\ OH^-(aq)$$

$$[OH^-] = x \cdot [M(OH)_x]$$

atau

$$[OH^-] = \text{valensi basa} \cdot M$$

dengan: x = valensi basa
M = konsentrasi basa

2. Basa Lemah

Basa lemah yaitu senyawa basa yang dalam larutannya hanya sedikit terionisasi menjadi ion-ionnya. Reaksi ionisasi basa lemah juga merupakan reaksi kesetimbangan.

Secara umum, ionisasi basa lemah valensi satu dapat dirumuskan sebagai berikut.

$$M(OH)(aq) \rightleftharpoons M^+(aq) + OH^-(aq)$$

$$K_b = \frac{[M^+][OH^-]}{[M(OH)]}$$

Makin kuat basa maka reaksi kesetimbangan basa makin condong ke kanan, akibatnya K_b bertambah besar. Oleh karena itu, harga K_b merupakan ukuran kekuatan basa, makin besar K_b makin kuat basa.

Berdasarkan persamaan di atas, karena pada basa lemah $[M^+] = [OH^-]$, maka persamaan di atas dapat diubah menjadi:

$$K_b = \frac{[OH^-]^2}{[M(OH)]}$$

$$[OH^-]^2 = K_b \cdot [M(OH)]$$

$$\mathbf{[OH^-] = \sqrt{K_b \cdot [M(OH)]}}$$

dengan K_b = tetapan ionisasi basa

Konsentrasi ion OH^- basa lemah juga dapat dihitung jika derajat ionisasinya (α) diketahui.

$$\mathbf{[OH^-] = [M(OH)] \cdot \alpha}$$

Contoh 5.2

Tentukan konsentrasi ion OH^- masing-masing larutan berikut.

a. $Ca(OH)_2$ 0,02 *M*
b. KOH 0,004 *M*
c. $Al(OH)_3$ 0,1 *M* jika $K_b = 2{,}5 \times 10^{-6}$
d. NH_4OH 0,01 *M* jika terion sebanyak 5%

Jawab:

Petunjuk: $Ca(OH)_2$ dan KOH merupakan basa kuat, sedangkan $Al(OH)_3$ dan NH_3 termasuk basa lemah.

a. $Ca(OH)_2 \longrightarrow Ca^{2+} + 2\ OH^-$

$[OH^-] = x \cdot [M(OH)]$
$= 2 \cdot 0{,}02$
$= 0{,}04\ M$

b. $KOH \longrightarrow K^+ + OH^-$

$[OH^-] = x \cdot [M(OH)]$
$= 1 \cdot 0{,}004$
$= 0{,}004\ M$

c. $Al(OH)_3 \rightleftharpoons Al^{3+} + 3\ OH^-$

$[OH^-] = \sqrt{K_b \cdot [M(OH)]}$

$[OH^-] = \sqrt{2{,}5 \times 10^{-6} \cdot 0{,}1}$

$[OH^-] = 5 \times 10^{-4}\ M$

d. $NH_4OH \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$

$[OH^-] = [M(OH)] \cdot \alpha$
$= 0{,}01 \cdot 0{,}05$
$= 0{,}0005\ M$

Latihan 5.1

1. Hitunglah konsentrasi H^+ dalam larutan asam berikut.
 a. H_2SO_4 0,005 *M*
 b. $H_2C_2O_4$ 0,004 *M* ($K_a = 10^{-5}$)
 c. HCN 0,1 *M* ($\alpha = 10\%$)
2. Hitunglah konsentrasi OH^- dalam larutan basa berikut:
 a. $Ba(OH)_2$ 0,006 *M*
 b. NH_4OH 0,1 *M* ($K_b = 10^{-5}$)
 c. $Al(OH)_3$ 0,01 *M* ($\alpha = 20\%$)

Tugas Kelompok

Carilah dalam literatur kimia tentang bagaimana rumus untuk mencari konsentrasi ion H^+ dalam senyawa asam poliprotik!

5.4 Derajat Keasaman (*p*H)

A. Konsep *p*H

Dari uraian tetapan kesetimbangan air dapat disimpulkan bahwa besarnya $[H^+]$ dalam suatu larutan merupakan salah satu ukuran untuk menentukan tingkat keasaman suatu larutan.

Untuk menyatakan tingkat atau derajat keasaman suatu larutan, pada tahun 1910, seorang ahli dari Denmark, **Soren Lautiz Sorensen** memperkenalkan suatu bilangan yang sederhana. Bilangan ini diperoleh dari hasil logaritma konsentrasi H^+. Bilangan ini kita kenal dengan skala *p*H. Harga *p*H berkisar antara 1 – 14 dan ditulis:

$$pH = -\log [H^+]$$

Analog dengan di atas, maka:

$$pOH = -\log [OH^-]$$

Sedangkan hubungan antara *p*H dan *p*OH adalah:

$K_w = [H^+]\,[OH^-]$

$-\log K_w = -\log [H^+] + (-\log [OH^-])$

$$pK_w = pH + pOH$$

Pada suhu 25 °C, $pK_w = pH + pOH = 14$.

Dari uraian di atas dapat kita simpulkan bahwa:

a. Larutan bersifat netral jika $[H^+] = [OH^-]$ atau $pH = pOH = 7$.
b. Larutan bersifat asam jika $[H^+] > [OH^-]$ atau $pH < 7$.
c. Larutan bersifat basa jika $[H^+] < [OH^-]$ atau $pH > 7$.

Karena pH dan konsentrasi ion H^+ dihubungkan dengan tanda negatif, maka makin besar konsentrasi ion H^+ makin kecil *p*H, dan karena bilangan dasar logaritma adalah 10, maka larutan yang nilai *p*H-nya berbeda sebesar *n* mempunyai perbedaan ion H^+ sebesar 10^n.

Perhatikan contoh di bawah ini.

Jika konsentrasi ion H^+ = 0,01 *M*, maka *p*H = – log 0,01 = 2
Jika konsentrasi ion H^+ = 0,001 *M* (10 kali lebih kecil)
maka *p*H = – log 0,001
= 3 (naik 1 satuan)

Jadi dapat disimpulkan:

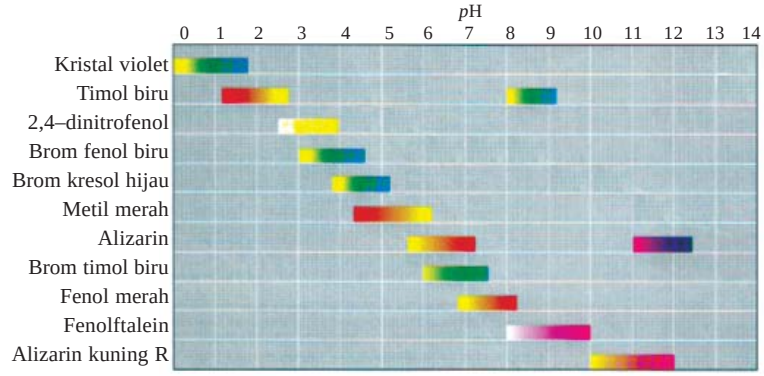
- Makin besar konsentrasi ion H^+ makin kecil *p*H
- Larutan dengan *p*H = 1 adalah 10 kali lebih asam daripada larutan dengan *p*H = 2.

B. Pengukuran *p*H

Untuk menentukan *p*H suatu larutan dapat dilakukan dengan beberapa cara, antara lain sebagai berikut.

1. Menggunakan Beberapa Indikator

Indikator adalah asam organik lemah atau basa organik lemah yang dapat berubah warna pada rentang harga *p*H tertentu (James E. Brady, 1990). Harga *p*H suatu larutan dapat diperkirakan dengan menggunakan trayek *p*H indikator. Indikator memiliki trayek perubahan warna yang berbeda-beda. Dengan demikian dari uji larutan dengan beberapa indikator akan diperoleh daerah irisan *p*H larutan. Contoh, suatu larutan dengan brom timol biru (6,0–7,6) berwarna biru dan dengan fenolftalein (8,3–10,0) tidak berwarna, maka *p*H larutan itu adalah 7,6–8,3. Hal ini disebabkan jika brom timol biru berwarna biru, berarti *p*H larutan lebih besar dari 7,6 dan jika dengan fenolftalein tidak berwarna, berarti *p*H larutan kurang dari 8,3.



Gambar 5.3 Trayek perubahan *p*H beberapa indikator asam-basa. Sumber: *Chemistry, The Molecular Nature of Matter and Change*, Martin S. Silberberg, 2000.

2. Menggunakan Indikator Universal

*p*H suatu larutan juga dapat ditentukan dengan menggunakan *indikator universal*, yaitu campuran berbagai indikator yang dapat menunjukkan *p*H suatu larutan dari perubahan warnanya.

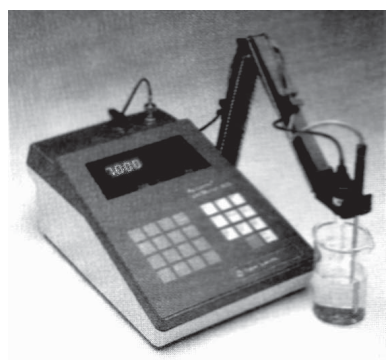
Warna indikator universal larutan dapat dilihat pada tabel 5.4.

Tabel 5.4. Warna Indikator Universal pada Berbagai *p*H

pH	Warna Indikator Universal	*p*H	Warna Indikator Universal
1	merah	8	biru
2	merah lebih muda	9	biru muda
3	merah muda	10	ungu sangat muda
4	merah jingga	11	ungu muda
5	jingga	12	ungu tua
6	kuning	13	ungu tua
7	hijau	14	ungu tua

3. Menggunakan *p*H–meter

pH–meter adalah alat pengukur *p*H dengan ketelitian yang sangat tinggi.



Gambar 5.4 *p*H–meter. Sumber: *Chemistry, The Molecular Nature of Matter and Change*, Martin S. Silberberg, 2000.

C. Menghitung *p*H Larutan

Setelah kita dapat menghitung konsentrasi ion H^+ dan ion OH^-, maka kita dapat menghitung harga *p*H–nya.

Contoh 5.3

Hitunglah *p*H larutan berikut.

a. H_2SO_4 0,04 *M*
b. CH_3COOH 0,1 *M* ($K_a = 10^{-5}$)
c. $Ca(OH)_2$ 0,3 *M*
d. NH_4OH 0,1 *M* ($K_b = 10^{-5}$)

Jawab:

a. H_2SO_4 0,04 *M*
Asam sulfat adalah asam kuat, mengion sempurna.
$H_2SO_4 \longrightarrow 2\,H^+ + SO_4^{2-}$
$[H^+] = x \cdot [HA]$
$= 2 \cdot 0{,}04$
$= 0{,}08\ M$
$pH = -\log 0{,}08$
$pH = 2 - \log 8$

b. CH_3COOH 0,1 *M* ($K_a = 10^{-5}$)
$CH_3COOH \rightleftharpoons H^+ + CH_3COO^-$

$[H^+] = \sqrt{K_a \cdot [HA]}$

$[H^+] = \sqrt{10^{-5} \cdot [0{,}01]}$

$[H^+] = \sqrt{10^{-6}}$

$[H^+] = 10^{-3}\ M$

$pH = 3$

c. $Ca(OH)_2$ 0,3 *M*
$Ca(OH)_2 \longrightarrow Ca^{2+} + 2\,OH^-$
$[OH^-] = x \cdot [M(OH)]$
$= 2 \cdot 0{,}3$
$= 0{,}6\ M$
$pOH = 1 - \log 6$
$pH = 14 - pOH$
$= 14 - (1 - \log 6)$
$= 13 + \log 6$

d. NH_4OH 0,1 *M* ($K_b = 10^{-5}$)
$NH_4OH \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$

$[OH^-] = \sqrt{K_b \cdot [M(OH)]}$

$[OH^-] = \sqrt{1 \times 10^{-5} \cdot 0{,}1}$

$[OH^-] = 10^{-3}\ M$
$pOH = 3$
$pH = 14 - pOH$
$= 14 - 3$
$= 11$

Latihan 5.2

1. Hitunglah *p*H larutan berikut.
 a. Larutan 500 mL amonia 0,1 *M* ($K_b = 4 \times 10^{-5}$).
 b. Larutan 6 gram asam asetat dalam 200 mL air ($K_a = 10^{-5}$)
 c. Larutan 100 mL asam format ($\alpha = 0{,}1\%$)
2. Sebanyak 100 mL larutan asam format mempunyai *p*H = 4 dengan derajat ionisasi 0,005. Tentukan harga K_a-nya!
3. Sebanyak 500 mL larutan NH_4OH 0,1 *M* mempunyai *p*H = 10. Tentukan persentase derajat ionisasi basa tersebut!

5.5 Reaksi Penetralan

A. Reaksi Asam dengan Basa Menghasilkan Air dan Garam

Jika larutan asam dan basa dicampur, maka ion H^+ dari asam dan ion OH^- dari basa akan bergabung membentuk molekul air, sedangkan anion dari asam dan kation dari basa akan berikatan membentuk senyawa garam. Karena hasil reaksi antara asam dengan basa membentuk air yang bersifat netral, maka reaksi tersebut disebut *reaksi penetralan*. Tetapi karena reaksi tersebut juga menghasilkan garam, maka reaksi tersebut juga sering dikenal dengan sebutan *reaksi penggaraman.*

Asam + Basa ⟶ Garam + Air

Contoh:

1. $HCl + NaOH \longrightarrow NaCl + H_2O$
2. $H_2SO_4 + 2\ NH_4OH \longrightarrow (NH_4)_2SO_4 + 2\ H_2O$
3. $2\ CH_3COOH + Ba(OH)_2 \longrightarrow (CH_3COO)_2Ba + 2\ H_2O$

Walaupun reaksi asam-basa disebut reaksi penetralan, tetapi hasil reaksi itu (garam) tidak selalu bersifat netral, melainkan tergantung pada kekuatan asam–basa yang membentuknya. Jika larutan asam dan basa dicampur, maka sifat garam yang terbentuk ada tiga kemungkinan, yaitu:

a. Jika asam kuat + basa kuat ⟶ garam (netral).
c. Jika asam kuat + basa lemah ⟶ garam (asam).
d. Jika asam lemah + basa kuat ⟶ garam (basa).



Gambar 5.5 Garam NaCl (natrium klorida) termasuk garam netral, yaitu berasal dari reaksi asam kuat HCl (asam klorida) dan basa kuat NaOH (natrium hidroksida). Sumber: *Chemistry, The Molecular Nature of Matter and Change*, Martin S. Silberberg, 2000.

B. Titrasi Asam–Basa

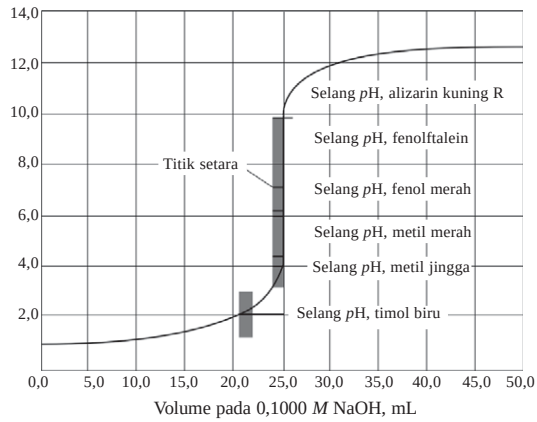
Reaksi penetralan dapat digunakan untuk menetapkan kadar atau konsentrasi suatu larutan asam atau basa. Penetapan kadar suatu larutan ini disebut *titrasi asam-basa. Titrasi* adalah penambahan larutan baku (larutan yang telah diketahui dengan tepat konsentrasinya) ke dalam larutan lain dengan bantuan indikator sampai tercapai titik ekuivalen. Titrasi dihentikan tepat pada saat indikator menunjukkan perubahan warna. Saat perubahan warna indikator disebut *titik akhir titrasi* (James E. Brady, 1990).

Perubahan *p*H pada reaksi asam–basa

Suatu asam yang mempunyai *p*H kurang dari 7 jika ditambah basa yang *p*H–nya lebih dari 7, maka *p*H asam akan naik, sebaliknya suatu basa jika ditambah asam, maka *p*H basa akan turun. Apabila penambahan zat dilakukan tetes demi tetes kemudian dihitung *p*H–nya akan diperoleh *kurva titrasi*, yaitu grafik yang menyatakan *p*H dan jumlah larutan standar yang ditambah.

1. Titrasi Asam Kuat oleh Basa Kuat

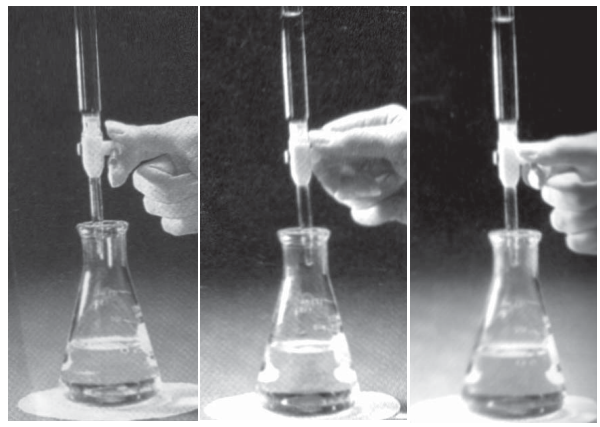
Kurva titrasi asam kuat oleh basa kuat ditunjukkan pada gambar 5.6.



Gambar 5.6 Grafik titrasi asam kuat oleh basa kuat.

Misalnya, 25 mL HCl 0,1 *M* (asam kuat) dititrasi oleh NaOH 0,1 *M* (basa kuat), kita dapat menghitung *p*H larutan pada bermacam-macam titik selama berlangsungnya titrasi. Pada grafik, diperlihatkan ciri penting dari kurva titrasi NaOH – HCl bahwa pH berubah secara lambat sampai dekat titik ekuivalen. Penambahan NaOH menyebabkan harga *p*H naik sedikit demi sedikit. Namun, pada titik ekuivalen, *p*H meningkat sangat tajam kira-kira 6 unit (dari *p*H 4 sampai *p*H 10) hanya dengan penambahan 0,1 mL (± 2 tetes). Setelah titik ekuivalen, *p*H berubah amat lambat jika ditambah NaOH. Indikator-indikator yang perubahan warnanya berada dalam bagian terjal kurva titrasi ini, yaitu indikator yang mempunyai trayek *p*H antara 4 sampai 10 cocok digunakan untuk titrasi tersebut. Indikator yang dapat digunakan pada titrasi ini adalah metil merah, brom timol biru, dan fenolftalein. Untuk titrasi asam kuat oleh basa kuat, besarnya *p*H saat titik ekuivalen adalah 7.

Pada *p*H ini asam kuat tepat habis bereaksi dengan basa kuat, sehingga larutan yang terbentuk adalah garam air yang bersifat netral.



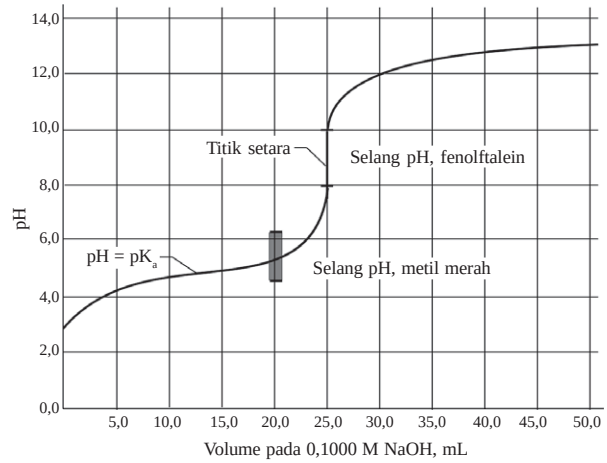
Gambar 5.7 Titik ekuivalen titrasi asam kuat oleh basa kuat dengan indikator fenolftalein (PP) ditandai dengan perubahan warna larutan menjadi merah muda pertama dan tidak hilang setelah dikocok. Sumber: *Chemistry, The Molecular Nature of Matter and Change*, Martin S. Silberberg, 2000.

2. Titrasi Asam Lemah oleh Basa Kuat

Penetralan asam lemah oleh basa kuat agak berbeda dengan penetralan asam kuat oleh basa kuat. Contohnya, 25 mL CH_3COOH 0,1 *M* dititrasi oleh NaOH 0,1 *M*. Mula-mula sebagian besar asam lemah dalam larutan berbentuk molekul tak mengion CH_3COOH, bukan H^+ dan CH_3COO^-. Dengan basa kuat, proton dialihkan langsung dari molekul CH_3COOH yang tak mengion ke OH^-. Untuk penetralan CH_3COOH oleh NaOH, persamaan ion bersihnya sebagai berikut (James E. Brady, 1990).

$$CH_3COOH(aq) + OH^-(aq) \longrightarrow H_2O(l) + CH_3COO^-(aq)$$

Kurva titrasi asam lemah oleh basa kuat dapat ditunjukkan pada gambar 5.8.



Gambar 5.8 Grafik titrasi asam lemah oleh basa kuat.

Sifat penting yang perlu diingat pada titrasi asam lemah oleh basa kuat adalah:

a. *p*H awal lebih tinggi daripada kurva titrasi asam kuat oleh basa kuat (karena asam lemah hanya mengion sebagian).
b. Terdapat peningkatan *p*H yang agak tajam pada awal titrasi. Ion asetat yang dihasilkan dalam reaksi penetralan bertindak sebagai ion senama dan menekan pengionan asam asetat.
c. Sebelum titik ekuivalen tercapai, perubahan *p*H terjadi secara bertahap. Larutan yang digambarkan dalam bagian kurva ini mengandung CH_3COOH dan CH_3COO^- yang cukup banyak. Larutan ini disebut *larutan penyangga*.
d. *p*H pada titik di mana asam lemah setengah dinetralkan ialah *p*H = *p*Ka. Pada setengah penetralan, $[CH_3COOH] = [CH_3COO^-]$.
e. *p*H pada titik ekuivalen lebih besar dari 7, yaitu ± 8,9, sebagai akibat hidrolisis oleh CH_3COO^-.
f. Setelah titik ekuivalen, kurva titrasi asam lemah oleh basa kuat identik dengan kurva asam kuat oleh basa kuat. Pada keadaan ini, *p*H ditentukan oleh konsentrasi OH^- bebas.
g. Bagian terjal dari kurva titrasi pada titik ekuivalen dalam selang *p*H yang sempit (dari sekitar 7 sampai 10).
h. Pemilihan indikator yang cocok untuk titrasi asam lemah oleh basa kuat lebih terbatas, yaitu indikator yang mempunyai trayek *p*H antara 7 sampai 10. Indikator yang dipakai adalah fenolftalein.

3. Titrasi Basa Lemah oleh Asam Kuat

Jika 25 mL NH_4OH 0,1 *M* (basa lemah) dititrasi dengan HCl 0,1 *M* (asam kuat), maka besarnya *p*H semakin turun sedikit demi sedikit, kemudian mengalami penurunan drastis pada *p*H antara 4 sampai 7. Titik ekuivalen terjadi pada *p*H kurang 7. Oleh sebab itu, indikator yang paling cocok adalah indikator metil merah.

Latihan 5.3

1. Sebanyak 20 mL asam sulfat tepat habis bereaksi dengan 30 mL larutan KOH 0,1 *M*. Tentukan molaritas asam sulfat tersebut!
2. Sebanyak 150 mL larutan NaOH 0,1 *M* direaksikan dengan 100 mL larutan H_2SO_4 0,1 *M*.
 a. Tuliskan persamaan reaksi setaranya.
 b. Tentukan pereaksi pembatasnya.
 c. Hitunglah *p*H larutan.
3. Tentukan indikator yang dipakai pada penetralan:
 a. asam kuat oleh basa kuat
 b. asam lemah oleh basa lemah
 c. basa lemah oleh asam kuat

4. Untuk menentukan kadar asam cuka perdagangan, diambil 10 mL larutan asam cuka, kemudian diencerkan sampai volume 50 mL. Dari hasil pengenceran diambil 5 mL, kemudian dititrasi dengan larutan NaOH 0,1 *M*, ternyata volumenya 20 mL. Jika diketahui massa jenis asam cuka adalah 1,05 g mL^{-1}, hitunglah kadar asam cuka perdagangan tersebut!
5. Kalsium oksida sebanyak 11,2 gram dilarutkan ke dalam air. Larutan ini tepat dinetralkan dengan 25 mL larutan HCl 0,8 M. Tentukan kemurnian kalsium oksida tersebut! (A_r Ca = 40, O = 16, H = 1, dan Cl = 35,5).
6. Sebanyak 25 mL larutan HCl 0,1 *M* dititrasi dengan larutan KOH 0,1 *M*. Hitunglah *p*H larutan:
 a. sebelum ditambah KOH
 b. setelah ditambah KOH sebanyak 5 mL
 c. setelah ditambah KOH sebanyak 15 mL
 d. setelah ditambah KOH sebanyak 24 mL
 e. setelah ditambah KOH sebanyak 25 mL
 f. setelah ditambah KOH sebanyak 26 mL
 g. setelah ditambah KOH sebanyak 35 mL
 h. setelah ditambah KOH sebanyak 50 mL

 Gambarlah kurva titrasi tersebut!
7. Larutan HCl 0,1 *M* sebanyak 50 mL dititrasi dengan larutan NaOH 0,1 *M*. Jika *p*H saat itu adalah 3, berapa volume larutan NaOH tesebut?
8. Asam klorida yang mempunyai *p*H = 1 dicampur dengan 50 mL larutan kalsium hidroksida yang mempunyai *p*H = 13. Ternyata *p*H campuran menjadi 12 + log 5. Berapa mL asam klorida yang ditambahkan?
9. Hitunglah volume larutan KOH yang dibutuhkan untuk menetralkan secara sempurna masing-masing larutan berikut.
 a. 10 mL HCl 0,3 *M*
 b. 10 mL H_2SO_4 0,2 *M*
 c. 15 mL H_3PO_4 0,25 *M*
10. Uraikan tahap-tahap dasar yang terlibat dalam titrasi asam–basa! Mengapa teknik ini dinilai sangat praktis? Bagaimana indikator asam–basa bekerja?

Praktikum 5.1

A. Judul

Penentuan Konsentrasi HCl dengan Titrasi

B. Kompetensi Dasar

Peserta didik mampu menentukan konsentrasi larutan asam atau basa untuk menghitung banyaknya pereaksi dan hasil reaksi dalam larutan elektrolit menggunakan titrasi asam– basa.

C. Dasar Teori

Reaksi penetralan asam-basa dapat digunakan untuk menentukan kadar (konsentrasi) berbagai jenis larutan, khususnya yang terkait dengan reaksi asam-basa. Kadar larutan asam ditentukan dengan menggunakan larutan basa yang telah diketahui kadarnya. Demikian pula sebaliknya, kadar larutan basa ditentukan dengan mengunakan larutan asam yang diketahui kadarnya. Proses penentuan kadar larutan dengan cara ini disebut *titrasi asam-basa*.

Titrasi dilakukan untuk menetapkan molaritas suatu larutan dengan menggunakan larutan lain yang telah diketahui molaritasnya. Larutan peniter itu kita sebut *larutan standar.* Ketepatan (akurasi) dari konsentrasi larutan yang dititer, salah satunya bergantung pada kepastian molaritas dari larutan peniter. Jika molaritas larutan peniter tidak pasti, maka molaritas larutan yang dititer pastilah tidak akurat.

Pada percobaan ini, kita akan menentukan molaritas HCl dengan larutan NaOH 0,1 *M*. Untuk itu, sejumlah larutan HCl ditempatkan dalam erlenmeyer, kemudian ditetesi dengan NaOH 0,1 *M* (dalam buret) sehingga keduanya ekuivalen (tepat habis bereaksi). Titik ekuivalen dapat diketahui dengan bantuan indikator. Titrasi (penetesan) dihentikan tepat pada saat indikator menunjukkan perubahan warna. Saat indikator menunjukkan perubahan warna disebut *titik akhir titrasi.*

D. Alat dan Bahan

No.	Nama Alat	Ukuran	Jumlah
1.	Buret	50 mL	1 buah
2.	Erlenmeyer	250 mL	3 buah
3.	Gelas beker	250 mL	1 buah
4.	Gelas ukur	50 mL	1 buah
5.	Pipet tetes	-	1 buah
6.	Corong kaca	-	1 buah
7.	Klem dan statif	-	1 buah
8.	Pipet gondok	10 mL	1 buah
9.	Labu ukur	100 mL	1 buah
10.	Botol semprot	-	1 buah

No.	Nama Bahan	Jumlah
1.	Larutan NaOH 0,1 *M*	100 mL
2.	Larutan HCl	30 mL
3.	Indikator PP	3 tetes
4.	Akuades	1 liter

E. Cara Kerja

1. Buatlah larutan NaOH 0,1 *M* sebanyak 100 mL.
2. Isi buret dengan larutan NaOH 0,1 *M* hingga garis 0 mL.
3. Masukkan 10 mL larutan HCl yang tersedia ke dalam erlenmeyer, kemudian tetesi dengan indikator PP sebanyak 3 tetes.
4. Tetesi larutan HCl dengan larutan NaOH. Penetesan harus dilakukan secara hati-hati dan labu erlenmeyer terus–menerus digoncangkan. Penetesan dihentikan saat terjadi perubahan warna yang tetap, yaitu menjadi merah muda.
5. Hitung volume NaOH 0,1 *M* yang digunakan.
6. Ulangi prosedur di atas hingga diperoleh tiga data yang hampir sama.

F. Data Pengamatan

No.	Volume NaOH 0,1 *M* yang Telah Digunakan
1.	
2.	
3.	

G. Analisis Data

1. Tentukan volume rerata larutan NaOH 0,1 *M* yang digunakan.
2. Tentukan jumlah mol NaOH yang digunakan.
3. Tentukan jumlah mol HCl berdasarkan perbandingan koefisien reaksi.

 $NaOH(aq) + HCl(aq) \longrightarrow NaCl(aq) + H_2O(l)$

4. Tentukan molaritas larutan HCl tersebut.

H. Pertanyaan

1. Apa kegunaan dari PP (fenolftalein)?
2. Apakah Anda dapat menentukan titik ekuivalen tanpa bantuan fenolftalein? Jelaskan alasan Anda!
3. Dapatkah fenolftalein diganti dengan indikator yang lain? Jika dapat, berikan contohnya dan nyatakan perubahan warna yang diharapkan!

Praktikum 5.2

A. Judul

Penentuan Kadar Asam Cuka Perdagangan

B. Kompetensi Dasar

Peserta didik mampu menentukan konsentrasi larutan asam atau basa untuk menghitung banyaknya pereaksi dan hasil reaksi dalam larutan elektrolit menggunakan titrasi asam-basa.

C. Dasar Teori

Acidimetri dan alkalimetri adalah analisis kuantitatif volumetri berdasarkan reaksi netralisasi. *Acidimetri* adalah reaksi netralisasi (titrasi) larutan basa dengan larutan standar asam. *Alkalimetri* adalah reaksi netralisasi (titrasi) larutan asam dengan larutan standar basa. Jadi, keduanya dibedakan pada larutan standarnya.

Penentuan kadar CH_3COOH dalam asam cuka perdagangan cara alkalimetri ini menggunakan larutan NaOH sebagai larutan standar basa/titrasi basa. Pada titrasi asam asetat dengan NaOH sebagai larutan standar akan dihasilkan garam yang berasal dari asam lemah dan basa kuat, dengan persamaan sebagai berikut.

$NaOH\,(aq) + CH_3COOH\,(aq) \longrightarrow CH_3COONa(aq) + H_2O(l)$

Berbagai merek asam cuka tersedia di pasar. Rata-rata mencantumkan kadar 25% pada labelnya. Pada praktikum ini akan dilakukan percobaan untuk menyelidiki kebenaran label tersebut dengan menggunakan titrasi alkalimetri. Perlu kita perhatikan bahwa dalam titrasi digunakan larutan yang relatif encer. Oleh karena itu, asam cuka perdagangan harus kita encerkan. Jika tidak diencerkan maka akan memerlukan larutan

NaOH yang terlalu banyak. Hal ini selain tidak praktis, juga tidak mempunyai ketelitian yang baik.

D. Alat dan Bahan

No.	Nama Alat	Ukuran	Jumlah
1.	Buret	50 mL	1 buah
2.	Erlenmeyer	250 mL	3 buah
3.	Gelas beker	250 mL	1 buah
4.	Gelas ukur	50 mL	1 buah
5.	Pipet tetes	-	1 buah
6.	Corong kaca	-	1 buah
7.	Klem dan statif	-	1 buah
8.	Pipet gondok	10 mL	1 buah
9.	Labu ukur	100 mL	1 buah
10.	Botol semprot	-	1 buah

No.	Nama Bahan	Jumlah
1.	Larutan NaOH 0,1 M	150 mL
2.	Asam cuka perdag.	30 mL
3.	Indikator PP	3 tetes
4.	Akuades	1 liter

E. Cara Kerja

1. Buatlah larutan NaOH 0,1 *M* sebanyak 100 mL dengan menggunakan labu ukur.
2. Isi buret dengan larutan NaOH 0,1 *M* hingga garis 0 mL .
3. Ambil 5 mL asam cuka perdagangan, lalu encerkan sampai volume 100 mL dalam labu ukur.
4. Masukkan 10 mL larutan asam cuka yang telah diencerkan ke dalam erlenmeyer, kemudian tetesi dengan indikator PP sebanyak 3 tetes.
5. Tetesi larutan asam cuka dengan larutan NaOH 0,1 *M*. Penetesan harus dilakukan secara hati-hati dan labu erlenmeyer terus-menerus digoncangkan. Penetesan dihentikan saat terjadi perubahan warna yang tetap, yaitu menjadi merah muda.
6. Hitung volume NaOH 0,1 *M* yang digunakan.
7. Ulangi prosedur di atas hingga diperoleh tiga data yang hampir sama.
8. Hitunglah kadar asam cuka perdagangan tersebut.

F. Data Pengamatan

No.	Volume NaOH 0,1 *M* yang Telah Digunakan
1.	
2.	
3.	

G. Analisis Data

1. Tentukan volume rerata larutan NaOH 0,1 *M* yang digunakan.
2. Tentukan jumlah mol NaOH yang digunakan.
3. Tentukan jumlah mol asam cuka berdasarkan perbandingan koefisien reaksi.

 $NaOH(aq) + CH_3COOH(aq) \longrightarrow CH_3COONa(aq) + H_2O(l)$

4. Tentukan kadar asam cuka perdagangan tersebut ($\rho_{asam\ cuka}$ = 1,05 g/mL).
5. Bandingkan kadar asam cuka yang Anda hitung dengan kadar asam cuka yang tertera dalam label.

Latihan 5.4

1. Titrasi dihentikan apabila sudah tercapai titik akhir titrasi.
 a. Apakah yang dimaksud dengan titik ekuivalen dan titik akhir titrasi?
 b. Bagaimana cara menentukan titik akhir titrasi antara 25 mL larutan NaOH 0,1 *M* dengan larutan HCl 0,1 *M*?
 c. Mengapa titik ekuivalen titrasi HCl dengan NaOH berbeda dengan titik ekivalen titrasi CH_3COOH dengan NaOH?
2. Untuk menentukan kadar NaOH dalam soda kaustik, maka 2 gram soda tersebut dilarutkan dalam air sampai volume 50 mL. Sebanyak 10 mL larutan itu dapat tepat menghasilkan garam normal dengan 20 mL larutan asam sulfat 0,2 *M*. Tentukan kadar NaOH dalam soda kaustik!

5.6 Konsep Asam-Basa Bronsted dan Lowry

A. Definisi Asam dan Basa Menurut Bronsted-Lowry

Teori asam-basa Arrhenius menyatakan bahwa senyawa HCl bersifat asam karena dalam larutannya menghasilkan ion H^+, sedangkan NaOH bersifat basa karena dalam larutannya melepaskan ion OH^-. Teori asam-basa Arrhenius ini berlaku jika dalam keadaan berikut.

1. Senyawa yang terlibat dalam reaksi harus dalam bentuk larutan.
2. Suatu senyawa dikatakan bersifat asam jika dalam larutannya menghasilkan ion H^+, sedangkan suatu senyawa dikatakan bersifat basa jika dalam larutannya melepaskan ion OH^-.

Tetapi dalam kenyataan di alam ternyata ada fakta yang tidak mematuhi aturan Arrhenius tersebut, antara lain:

1. Gas HCl dan gas NH_3 dapat langsung bereaksi membentuk NH_4Cl.
 $HCl(g) + NH_3(g) \longrightarrow NH_4Cl(s)$ *Mengapa?*
2. Larutan Na_2CO_3 jika dites dengan indikator menunjukkan sifat basa padahal dalam senyawa tersebut tidak mengandung ion OH^-. *Mengapa?*

Berdasarkan fakta di atas, maka dapat disimpulkan bahwa teori asam-basa Arrhenius belum bisa menjelaskan semua fenomena reaksi kimia. Oleh karena itu perlu ada teori asam-basa yang baru yang lebih mampu menjelaskan fenomena reaksi kimia.

Menanggapi kekurangan teori asam-basa Arrhenius tersebut, pada tahun 1923, seorang ahli dari Denmark bernama **Johanes N. Bronsted** dan **Thomas M. Lowry** dari Inggris yang bekerja sendiri-sendiri, tetapi dalam waktu yang bersamaan mengembangkan konsep asam-basa berdasarkan serah-terima proton (H^+). Konsep asam-basa berdasarkan serah-terima proton ini dikenal dengan *konsep asam-basa Bronsted-Lowry.*

Menurut Bronsted dan Lowry, *asam* adalah spesi yang memberi proton, sedangkan *basa* adalah spesi yang menerima proton pada suatu reaksi pemindahan proton.

Asam Bronsted-Lowry = donor proton (H^+)
Basa Bronsted-Lowry = akseptor proton (H^+)

Perhatikan contoh berikut.

$NH_4^+(aq) + H_2O(l) \longrightarrow NH_3(aq) + H_3O^+(aq)$
asam basa

$H_2O(l) + NH_3(aq) \longrightarrow NH_4^+(aq) + OH^-(aq)$
asam basa

Pada contoh di atas terlihat bahwa air dapat bersifat sebagai asam (donor proton) dan sebagai basa (akseptor proton). Zat seperti itu bersifat *amfiprotik (amfoter)*.

Konsep asam-basa dari Bronsted-Lowry ini lebih luas daripada konsep asam-basa Arrhenius karena hal-hal berikut.

1. Konsep asam-basa Bronsted-Lowry tidak terbatas dalam pelarut air, tetapi juga menjelaskan reaksi asam-basa dalam pelarut lain atau bahkan reaksi tanpa pelarut.
2. Asam-basa Bronsted-Lowry tidak hanya berupa molekul, tetapi juga dapat berupa kation atau anion. Konsep asam-basa Bronsted-Lowry dapat menjelaskan sifat asam dari NH_4Cl. Dalam NH_4Cl, yang bersifat asam adalah ion NH_4^+ karena dalam air dapat melepas proton.

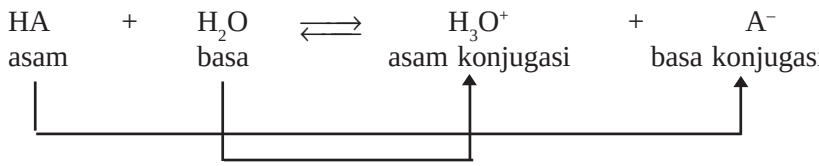
B. Asam dan Basa Konjugasi

Suatu asam setelah melepas satu proton akan membentuk spesi yang disebut *basa konjugasi* dari asam tersebut. Sedangkan basa yang telah menerima proton menjadi *asam konjugasi*. Perhatikan tabel berikut.

Tabel 5.5. Beberapa Contoh Asam dan Basa Konjugasi

Asam	⇌	**Proton**	+	**Basa Konjugasi**
HCl	⇌	H^+	+	Cl^-
H_2O	⇌	H^+	+	OH^-
NH_3	⇌	H^+	+	NH_2^-
HSO_4^-	⇌	H^+	+	SO_4^{2-}
Basa	+	**Proton**	⇌	**Asam Konjugasi**
NH_3	+	H^+	⇌	NH_4^+
H_2O	+	H^+	⇌	H_3O^+
OH^-	+	H^+	⇌	H_2O
S^{2-}	+	H^+	⇌	HS^-

Pasangan asam-basa setelah terjadi serah-terima proton dinamakan *asam-basa konjugasi*.



Latihan 5.5

1. Jelaskan persamaan teori asam-basa menurut Arrhenius dan menurut Bronsted-Lowry!
2. Perhatikan reaksi berikut.

 $H_2SO_4 + H_2O \rightleftarrows H_3O^+ + HSO_4^-$

 Manakah yang merupakan pasangan asam-basa konjugasi?

5.7 Reaksi-reaksi dalam Larutan Asam dan Basa

Untuk menentukan jumlah zat yang terlibat dalam suatu reaksi, harus didasarkan pada persamaan reaksi yang terjadi. Ada berbagai reaksi dalam larutan asam-basa, antara lain sebagai berikut.

A. Reaksi Penetralan

Reaksi penetralan yaitu reaksi yang dihasilkan apabila terjadi reaksi antara asam dengan basa.

Contoh:

$HCl + NaOH \longrightarrow NaCl + H_2O$

B. Reaksi Pembentukan Gas

1. Gas Hidrogen

 Gas hidrogen terjadi jika asam direaksikan dengan sebagian logam.

 $2\,HCl + Mg \longrightarrow MgCl_2 + H_2$

2. Gas Karbon Dioksida

 Gas karbon dioksida antara lain dihasilkan dari reaksi antara garam-garam karbonat dengan asam

 $CaCO_3 + 2\,HCl \longrightarrow CaCl_2 + H_2O + CO_2$

C. Reaksi Pengendapan

Untuk mengetahui apakah suatu reaksi menghasilkan endapan atau tidak, harus diketahui kelarutan zat yang akan terjadi. Berikut ini merupakan zat-zat yang sukar larut dan mudah larut.

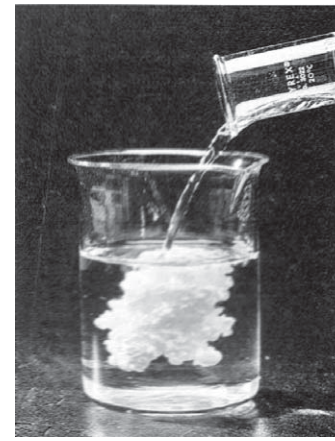
1 Hampir semua asam larut, kecuali H_2S dan H_2SiO_3.

2. Sebagian besar basa sukar larut, kecuali basa golongan IA, yaitu NaOH, KOH, LiOH, RbOH, dan CsOH.

3. Garam nitrat, asetat, klorat, dan perklorat mudah larut.
4. Garam klorida, bromida, dan iodida mudah larut, kecuali AgCl, AgBr, $PbBr_2$, Hg_2Br_2, AgI, PbI_2, Hg_2I_2, dan HgI_2.
5. Garam fluorida mudah larut, kecuali MgF_2, CaF_2, SrF_2, dan BaF_2.
6. Garam sulfat mudah larut, kecuali $SrSO_4$, $BaSO_4$, $PbSO_4$, dan $HgSO_4$.
7. Garam sulfida sukar larut, kecuali sulfida golongan IA, sulfida golongan IIA, dan $(NH_4)_2S$.

Contoh:
Reaksi pengendapan:

$$2\ NaI + Pb(NO_3)_2 \longrightarrow PbI_2(s) + 2\ NaNO_3$$



Gambar 5.9 Reaksi antara larutan timbal(II) nitrat ($Pb(NO_3)_2$) dengan larutan natrium iodida (NaI) membentuk endapan timbal(II) iodida (PbI_2). Sumber: *Chemistry, The Molecular Nature of Matter and Change*, Martin S. Silberberg, 2000.

D. Reaksi Oksida

1. Reaksi antara oksida basa dengan asam.
 Contoh:

 $$CaO + 2\ HCl \longrightarrow CaCl_2 + H_2O$$

2. Reaksi antara oksida asam dengan basa.
 Contoh:

 $$SO_3 + 2\ NaOH \longrightarrow Na_2SO_4 + H_2O$$

Latihan 5.6

1. Sebanyak 250 mL larutan H_2SO_4 0,1 *M* dapat dinetralkan oleh larutan KOH 0,3 *M*. Berapa mL volume KOH yang diperlukan?
2. Apabila 100 mL larutan KI 0,1 *M* dicampurkan dengan larutan $Pb(NO_3)_2$ 0,1 *M*, maka akan terjadi endapan.
 a. Endapan apa yang terjadi?
 b. Berapa mL larutan $Pb(NO_3)_2$ yang diperlukan untuk menghasilkan endapan?
 c. Berapa gram endapan yang dihasilkan?
3. Apabila 2,7 gram logam magnesium habis bereaksi dengan 100 mL larutan H_2SO_4, maka akan dihasilkan gas hidrogen.
 a. Tentukan konsentrasi H_2SO_4!
 b. Berapa liter volume gas hidrogen yang dihasilkan, jika pada suhu dan tekanan tersebut volume 3,2 gram CH_4 adalah 10 liter?
4. Jelaskan pendapat Arrhenius tentang asam dan basa!
5. Hitunglah *p*H larutan berikut.
 a. Larutan asam sulfat 0,005 *M*.
 b. Larutan 4 gram natrium hidroksida dalam 10 liter air.

6. Satu mL larutan asam sulfat 0,1 *M* ditambah air sampai volume larutan menjadi 1 liter. Tentukan *p*H larutan yang terjadi!
7. Berapa mL air murni harus ditambahkan pada 10 mL larutan NaOH 0,1 *M* agar dihasilkan suatu larutan dengan *p*H = 11?
8. Sebanyak 100 mL NH_4OH 0,1 *M* dicampur dengan 400 mL larutan NH_4OH 0,2 *M* lain. Hitung *p*H larutan campuran! ($K_b = 5 \times 10^{-7}$)
9. Sebanyak 100 mL larutan KOH 0,02 *M* direaksikan dengan 100 mL larutan H_2SO_4 0,02 *M*. Tentukan:
 a. *p*H larutan semula
 b. *p*H campuran
 c. sifat larutan hasil pencampuran
10. Berapa mL larutan KOH 0,1 *M* harus dicampurkan dengan 100 mL larutan HBr 0,1 *M* agar diperoleh larutan dengan *p*H = 12 + log 4?
11. Ke dalam 200 mL larutan H_2SO_4 yang mengandung *p*H = 2 – log 2 dimasukkan larutan NaOH 0,05 *M*. *p*H larutan campuran akan tepat sama dengan 7 pada saat volume larutan campuran menjadi berapa mL?
12. Selesaikan reaksi penggaraman berikut!
 a. Larutan barium hidroksida dengan asam iodida encer.
 b. Gas sulfur dioksida dengan larutan natrium hidroksida.
 c. Magnesium oksida padat dengan asam klorida encer.

Rangkuman

1. Larutan asam mempunyai rasa asam dan bersifat korosif terhadap logam, sedangkan larutan basa mempunyai rasa sedikit pahit dan bersifat kaustik.
2. Menurut Svante Arrhenius, penyebab sifat asam adalah ion H^+, sedangkan penyebab sifat basa adalah ion OH^-.
3. Tetapan ionisasi asam (K_a) merupakan ukuran kekuatan asam. Semakin besar K_a, maka semakin kuat larutan asam tersebut.
4. Konsentrasi ion H^+ dalam larutan asam kuat dapat dicari dengan rumus:
 $[H^+] = M \times$ valensi asam
5. Konsentrasi ion OH^- dalam larutan basa kuat dapat dicari dengan rumus:
 $[OH^-] = M \times$ valensi basa
6. $pH = -\log [H^+]$, $pOH = -\log [OH^-]$
7. Trayek *p*H indikator adalah batas-batas *p*H di mana indikator mengalami perubahan warna.
8. Reaksi netralisasi adalah reaksi antara asam dengan basa menghasilkan garam dan air.
9. Menurut Bronsted-Lowry:
 - asam = donor proton
 - basa = akseptor proton

Uji Kompetensi

I. Berilah tanda silang (X) huruf A, B, C, D, atau E pada jawaban yang paling benar!

1. Di antara pernyataan berikut, yang kurang tepat tentang asam adalah
 A. mempunyai rasa asam
 B. tergolong elektrolit kuat
 C. korosif
 D. dapat menetralkan basa
 E. mempunyai *p*H lebih kecil dari 7
2. Di antara kelompok asam berikut, yang bervalensi dua adalah … .
 A. asam nitrat, asam cuka, dan asam fosfat
 B. asam sulfit, asam karbonat, dan asam asetat
 C. asam nitrat, asam klorida, dan asam sulfat
 D. asam sulfat, asam sulfida, dan asam karbonat
 E. asam sulfat, asam fosfat, dan asam nitrat
3. Konsentrasi ion hidrogen dalam larutan yang *p*H-nya = 3 – log 2 adalah … .
 A. 2×10^{-2} *M*
 B. 3×10^{-3} *M*
 C. 2×10^{-3} *M*
 D. 0,0001 *M*
 E. 0,003 *M*
4. Hasil percobaan warna lakmus dalam larutan sebagai berikut.

Larutan	Lakmus Merah	Lakmus Biru
1	merah	merah
2	biru	biru
3	merah	merah
4	merah	biru
5	biru	biru
6	merah	merah

 Berdasarkan data di atas, maka larutan yang bersifat asam adalah … .
 A. 3, 5, dan 6
 B. 3, 4, dan 6
 C. 2, 4, dan 6
 D. 1, 3, dan 6
 E. 1, 2, dan 6
5. Jika *p*H larutan 0,01 *M* suatu asam lemah HA adalah 3,5, maka tetapan asam (K_a) adalah … .
 A. 1×10^{-3}
 B. 2×10^{-3}
 C. 1×10^{-5}
 D. 1×10^{-7}
 E. 1×10^{-8}

6. Jika 10 mL larutan NaOH 0,1 *M* diencerkan sampai volume 1.000 mL, maka *p*H larutan yang terjadi adalah … .
 A. turun 2
 B. naik 2
 C. turun 1
 D. naik 1
 E. tetap
7. Besarnya *p*H larutan 0,74 gram $Ca(OH)_2$ (A_r Ca = 40, O = 16, dan H = 1) dalam 500 mL larutan adalah … .
 A. 2 – log 4
 B. 2 + log 4
 C. 11 + log 4
 D. 12 – log 4
 E. 12 + log 4
8. *p*H larutan asam etanoat 0,3 *M* ($K_a = 2 \times 10^{-5}$) adalah … .
 A. 3 – log 2
 B. 1 – log 2
 C. 4 – log 4
 D. 2 – log 2
 E. 5 – log 2
9. Jika larutan asam asetat mempunyai *p*H = 3 dan $K_a = 10^{-5}$ (M_r = 60), maka jumlah asam asetat dalam 1 liter larutan asam asetat sebesar … .
 A. 0,6 gram
 B. 0,3 gram
 C. 6 gram
 D. 3 gram
 E. 60 gram
10. Suatu larutan harga *p*H-nya sebesar 1. Massa NaOH (M_r = 40) yang harus ditambahkan pada satu liter larutan agar *p*H-nya naik menjadi 3 (penambahan volume diabaikan) adalah
 A. 0,04 gram
 B. 0,40 gram
 C. 3,96 gram
 D. 4,0 gram
 E. 7,96 gram
11. Harga *p*H suatu larutan adalah *x*. Bila larutan tersebut diencerkan hingga volumenya 1.000 kali volume semula, maka *p*H larutan menjadi 6. Besarnya *x* adalah … .
 A. 1
 B. 2
 C. 3
 D. 4
 E. 5
12. Istilah penetralan ada kaitannya dengan … .
 A. reaksi antara asam dengan basa
 B. penggunaan pipet untuk menambahkan asam atau basa ke dalam suatu wadah
 C. reaksi antara ion hidrogen dengan air
 D. pengambilan zat terlarut dari suatu larutan
 E. reaksi antara ion hidrogen dengan ion hidroksida

13. Pada reaksi $HCl + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + Cl^-$, pasangan yang merupakan asam adalah
 A. HCl dan Cl^-
 B. H_2O dan H_3O^+
 C. HCl dan H_3O^+
 D. H_3O^+ dan Cl^-
 E. H_2O dan Cl^-

14. Menurut teori asam-basa Bronsted-Lowry, H_2O akan bersifat … .
 A. asam terhadap NH_3
 B. asam terhadap HCl
 C. asam terhadap CH_3COOH
 D. basa terhadap NH_3
 E. asam terhadap H_2S

15. Konsentrasi larutan HCl yang diperoleh dengan mencampurkan 150 mL HCl 0,2 *M* dengan 100 mL HCl 0,3 *M* adalah … .
 A. 0,2 *M*
 B. 0,24 *M*
 C. 0,30 *M*
 D. 0,5 *M*
 E. 0,60 *M*

16. Sebanyak 40 mL larutan CH_3COOH tepat bereaksi dengan 20 mL larutan NaOH 0,15 *M*. Konsentrasi larutan CH_3COOH itu adalah … .
 A. 0,075 *M*
 B. 0,05 *M*
 C. 0,4 M
 D. 0,45 *M*
 E. 0,75 *M*

17. Pada penetapan kadar larutan CH_3COOH dengan larutan NaOH sebaiknya menggunakan indikator … .
 A. fenolftalein (trayek *p*H: 8,3 – 10,0)
 B. metil merah (trayek *p*H: 4,2 – 6,3)
 C. alizarin kuning (trayek *p*H: 10,1–12,0)
 D. metil oranye (trayek *p*H: 2,9 – 4,0)
 E. fenolftalein atau metil merah

18. Satu gram masing-masing logam berikut dilarutkan dalam asam sulfat encer. Logam yang menghasilkan gas hidrogen terbanyak adalah … .
 A. Al (A_r = 27)
 B. Zn (A_r = 65)
 C. Mg (A_r = 24)
 D. Na (A_r = 23)
 E. Fe (A_r = 56)

19. Di antara spesi berikut, yang ***tidak*** mungkin berlaku sebagai asam Bronsted-Lowry adalah … .
 A. NH_4^+
 B. H_2O
 C. HCO_3^-
 D. CO_3^{2-}
 E. H_2CO_3

20. Dalam persamaan reaksi:

$CN^- + H_2O \rightarrow HCN + OH^-$

CN^- berlaku sebagai basa, sesuai dengan teori … .

A. Arrhenius
B. Bronsted-Lowry
C. Lewis
D. Bronsted-Lowry dan Lewis
E. Arrhenius, Bronsted-Lowry, dan Lewis

II. Kerjakan soal-soal berikut ini dengan benar!

1. Sebanyak 50 mL larutan HCl 0,1 *M* ditetesi dengan larutan NaOH 0,1 *M*. Tentukan *p*H campuran pada saat volume NaOH yang ditambahkan:
 a. 0 mL
 b. 25 mL
 c. 50 mL
 d. 100 mL
2. Berapa tetes larutan KOH 1 *M* harus ditambahkan pada 1.500 mL air agar *p*H larutan menjadi 10? (Perubahan volume karena penambahan KOH diabaikan, 1 mL = 20 tetes)
3. Pada suhu dan tekanan tertentu, harga tetapan kesetimbangan air, $K_w = 2 \times 10^{-13}$. Pada suhu dan tekanan tersebut, berapa *p*H larutan $Ca(OH)_2$ 0,01 *M*?
4. Jika 100 mL larutan $Ca(OH)_2$ 0,1 *M* dicampurkan dengan larutan HCl 0,3 *M*, ternyata *p*H campuran yang terjadi adalah 2–log2. Berapa mL volume HCl yang harus dicampur?
5. Supaya *p*H campuran menjadi 7, berapa mL larutan NaOH 0,2 *M* yang harus dicampurkan dengan 100 mL larutan H_2SO_4 0,3 *M*?
6. Sebanyak 500 mL larutan H_2SO_4 yang harga *p*H-nya 2 – log 2 dicampurkan dengan 500 mL larutan KOH yang *p*H-nya 13.
 a. Tentukan konsentrasi H_2SO_4 dan KOH sebelum dicampur!
 b. Berapakah harga *p*H campuran tersebut?
7. Kapur tohor, $Ca(OH)_2$, digunakan untuk menetralkan air danau yang menjadi asam karena hujan asam. Apabila penyebab keasaman berupa asam sulfat dan *p*H air danau adalah 4, berapa ton kapur tohor mati diperlukan untuk menetralkan air danau sebanyak 1 juta m^3? (A_r Ca = 40, O = 16, dan H = 1)
8. Untuk menentukan kadar asam asetat dalam cuka dapur, dilakukan eksperimen berikut. Mula-mula 20 mL cuka diencerkan dengan air murni sampai volume tepat 500 mL. Sebanyak 100 mL larutan cuka yang encer tersebut tepat dititer dengan larutan KOH 0,1 *M* sebanyak 50 mL. Tentukan persen massa asam asetat dalam cuka dapur, apabila massa jenis cuka dapur 1,2 g/mL?

9. Sebanyak 10 mL larutan cuka dapur (20% CH_3COOH dalam air) ditambah air sampai volumenya 1 liter. Massa jenis larutan cuka dapur 1 kg/L dan K_a $CH_3COOH = 4 \times 10^{-6}$. Tentukan:
 a. derajat ionisasi CH_3COOH sebelum dan sesudah diencerkan
 b. *p*H larutan CH_3COOH sesudah diencerkan

10. Mana yang berfungsi sebagai asam, basa, asam konjugasi, dan basa konjugasi dari reaksi-reaksi berikut?
 a. $NH_3 + H_2O \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$
 b. $HCO_3^- + H_3O^+ \rightleftharpoons H_2CO_3 + H_2O$
 c. $S^{2-} + H_2O \rightleftharpoons HS^- + OH^-$
 d. $CH_3NH_2 + HCl \rightleftharpoons CH_3NH_3^+ + Cl^-$

BAB 6

Larutan Penyangga



Tujuan Pembelajaran:

Setelah mempelajari bab ini, Anda diharapkan mampu:

1. Menjelaskan pengertian larutan penyangga dan komponen penyusunnya.
2. Merumuskan persamaan untuk menentukan konsentrasi H^+ dan OH^- suatu larutan penyangga.
3. Menghitung *p*H dan *p*OH larutan penyangga dengan meng-gunakan prinsip kesetimbangan.
4. Menghitung *p*H larutan penyangga pada penambahan sedikit asam, basa, atau pengenceran.
5. Menjelaskan fungsi larutan penyangga dalam tubuh makhluk hidup dan kehidupan sehari-hari.

Kata Kunci

Larutan penyangga/larutan buffer/larutan dapar, larutan penyangga asam, larutan penyangga basa, asam, basa, asam konjugasi, basa konjugasi.

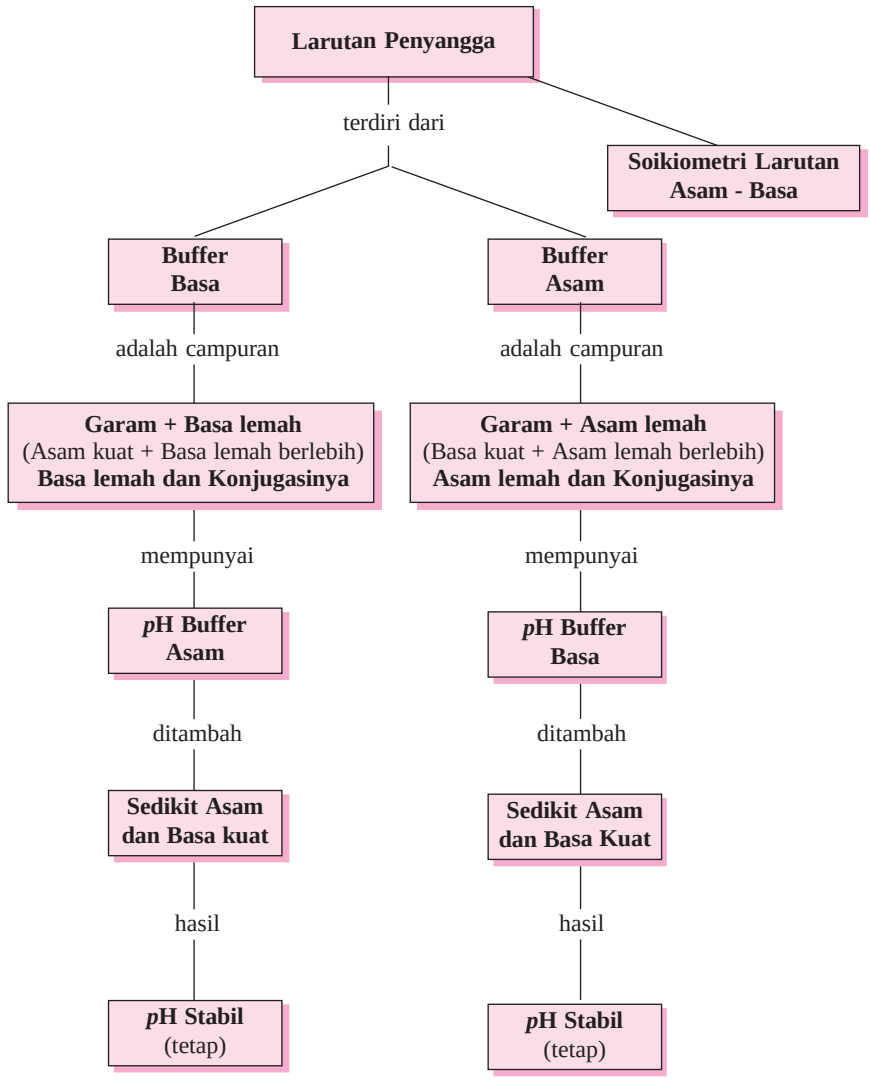
Pengantar

Jika ke dalam air murni ditambahkan asam atau basa meskipun dalam jumlah yang sedikit, harga *p*H dapat berubah secara drastis. Sebagaimana kita ketahui bahwa air murni mempunyai *p*H = 7. Penambahan 0,001 mol HCl (1 mL HCl 1 *M*) ke dalam 1 liter air murni akan menghasilkan ion H^+ sebanyak 10^{-3} *M*, sehingga *p*H turun menjadi 3. Di lain pihak, penambahan 0,001 mol NaOH (40 mg NaOH) ke dalam 1 liter air murni akan menghasilkan ion OH^- sebanyak 10^{-3} *M*, sehingga *p*H naik menjadi 11. Jadi, air murni tidak mampu menyangga atau mempertahankan *p*H terhadap penambahan asam maupun basa.

Sekarang jika HCl yang sama (1 mL HCl 1 *M*) ditambahkan ke dalam 1 liter air laut, ternyata perubahan *p*H-nya jauh lebih kecil, yaitu dari 8,2 menjadi 7,6. Larutan seperti air laut ini, yaitu larutan yang mampu mempertahankan nilai *p*H tertentu disebut *larutan penyangga* atau *larutan buffer* atau *dapar*.

Peta Konsep

Larutan Penyangga



6.1 Komponen Larutan Penyangga

Larutan penyangga dibedakan atas larutan penyangga asam dan larutan penyangga basa.

a. Larutan penyangga asam mengandung suatu asam lemah (HA) dengan basa konjugasinya (A^-).
 Contoh:
 CH_3COOH + $NaCH_3COO$ (komponen bufer: CH_3COOH dan CH_3COO^-)

b. Larutan penyangga basa mengandung basa lemah (B) dengan asam konjugasinya (BH^+).
 Contoh:
 NH_3 + NH_4Cl (komponen bufer: NH_3 dan NH_4^+)

Contoh 6.1

Menentukan Larutan Penyangga
Periksalah apakah campuran larutan berikut bersifat penyangga atau tidak.
a. 50 mL larutan CH_3COOH 0,1 *M* + 50 mL larutan $Ca(CH_3COO)_2$ 0,1 *M*
b. 50 mL larutan CH_3COOH 0,1 *M* + 50 mL larutan NaOH 0,2 *M*
c. 50 mL larutan CH_3COOH 0,1 *M* + 50 mL larutan NaOH 0,1 *M*

Jawab:

a. Campuran dari 50 mL larutan CH_3COOH 0,1 *M* dengan 50 mL larutan $Ca(CH_3COO)_2$ 0,1 *M* bersifat penyangga karena mengandung asam lemah (CH_3COOH) dan basa konjugasinya, yaitu ion CH_3COO^- yang berasal dari $Ca(CH_3COO)_2$.

b. Campuran dari 50 mL larutan CH_3COOH 0,1 *M* dengan 50 mL larutan NaOH 0,2 *M* tidak bersifat penyangga karena CH_3COOH tidak bersisa.

		CH_3COOH +	OH^- ⟶	CH_3COO^- +	H_2O
Awal	:	5 mmol	10 mmol	-	-
Reaksi	:	–5 mmol	–5 mmol	+5 mmol	+5 mmol
Akhir	:	-	5 mmol	5 mmol	5 mmol

c. Campuran dari 50 mL larutan CH_3COOH 0,1 *M* dengan 50 mL larutan NaOH 0,1 *M* bersifat penyangga karena CH_3COOH akan bereaksi dengan sebagian ion OH^- dari NaOH membentuk ion CH_3COO^-.

		CH_3COOH +	OH^- ⟶	CH_3COO^- +	H_2O
Awal	:	10 mmol	5 mmol	-	-
Reaksi	:	–5 mmol	–5 mmol	+5 mmol	+5 mmol
Akhir	:	5 mmol	-	5 mmol	5 mmol

Jadi, dalam campuran terdapat 5 mmol CH_3COOH (suatu asam lemah) dan 5 mmol ion CH_3COO^- (basa konjugasi dari CH_3COOH).

Latihan 6.1

Periksalah apakah campuran berikut bersifat penyangga atau tidak. Jika ya, tuliskan komponen penyangganya.

1. 50 mL NH_4Cl 0,1 *M* + 50 mL NaOH 0,1 *M*
2. 50 mL NH_3 0,1 *M* + 50 mL NH_4Cl 0,1 *M*
3. 50 mL H_2SO_4 0,1 *M* + 50 mL NH_3 0,2 *M*

6.2 Menghitung *p*H Larutan Penyangga

A. Larutan Penyangga Asam

Marilah kita tinjau larutan yang mengandung campuran asam lemah dengan basa konjugasinya, misalnya CH_3COOH dengan CH_3COO^-. Kita ketahui bahwa hampir semua ion CH_3COO^- dalam larutan berasal dari garam sebab CH_3COOH hanya sedikit sekali yang terionisasi (James E. Brady, 1990).

$$CH_3COOH \rightleftharpoons CH_3COO^- + H^+$$

$$K_a = \frac{[CH_3COO^-][H^+]}{[CH_3COOH]}$$

$$[H^+] = K_a \cdot \frac{[CH_3COOH]}{[CH_3COO^-]}$$

$$-\log [H^+] = -\log K_a - \log \frac{[CH_3COOH]}{[CH_3COO^-]}$$

$$pH = pK_a - \log$$

Karena dalam satu larutan mengandung CH_3COOH dan CH_3COO^-, maka rumus di atas dapat ditulis:

$$\boldsymbol{pH = pK_a - \log \frac{a}{g}}$$

dengan: K_a = tetapan ionisasi asam lemah
a = jumlah mol asam lemah
g = jumlah mol basa konjugasi

B. Larutan Penyangga Basa

Sekarang marilah kita tinjau larutan yang mengandung basa lemah dengan asam konjugasinya. Misalnya, NH_3 dan NH_4^+ yang berasal dari garam (James E. Brady, 1990).

$$NH_3 + H_2O \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$$

$$K_b = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3]}$$

$$[OH^-] = K_b \cdot \frac{[NH_3]}{[NH_4^+]}$$

$$-\log [OH^-] = -\log K_b - \log \frac{[NH_3]}{[NH_4^+]}$$

$$pOH = pK_b - \log \frac{[NH_3]}{[NH_4^+]}$$

Karena dalam satu larutan mengandung NH_3 dan NH_4^+, maka rumus di atas dapat di tulis:

$$\mathbf{pOH = pK_b - \log \frac{b}{g}}$$

dengan: K_b = tetapan ionisasi basa lemah
b = jumlah mol basa lemah
g = jumlah mol asam konjugasi

Contoh 6.2

Sebanyak 50 mL larutan NH_3 0,1 *M* ($K_b = 10^{-5}$) dicampur dengan 100 mL larutan NH_4Cl 0,5 *M*. Hitunglah *p*H larutan tersebut!

Jawab:

50 mL NH_3 0,1 *M* + 100 mL NH_4Cl 0,5 *M*
mol NH_3 = 50 mL × 0,1 mmol/mL = 5 mmol
mol NH_4Cl = 100 mL × 0,5 mmol/mL = 50 mmol

$$pOH = pK_b - \log \frac{b}{g}$$

$$pOH = 5 - \log \frac{5}{50}$$

$pOH = 5 - \log 0{,}1$
$pOH = 5 + 1$
$= 5$
$pH = 14 - pOH$
$= 14 - 6$
$= 8$

Contoh 6.3

Tentukan *p*H larutan penyangga yang dibuat dengan mencampurkan 50 mL larutan CH_3COOH 0,1 *M* dengan 50 mL larutan $NaCH_3COO$ 0,1 *M*.
($K_a CH_3COOH = 1{,}8 \times 10^{-5}$)

Jawab:

50 mL CH_3COOH 0,1 *M* + 50 mL $NaCH_3COO$ 0,1 *M*

mol CH_3COOH = 50 mL × 0,1 mmol/mL= 5 mmol

mol $NaCH_3COO$ = 50 mL × 0,1 mmol/mL= 5 mmol

$$pH = pK_a - \log \frac{a}{g}$$

$$pH = -\log 1{,}8 \times 10^{-5} - \log \frac{5}{5}$$

$$pH = -\log 1{,}8 \times 10^{-5}$$

$$pH = 5 - \log 1{,}8$$

$$= 4{,}75$$

Latihan 6.2

1. Berapa *p*H larutan yang dibuat dari mencampurkan 100 mL larutan NaOH 0,001 *M* dengan 900 mL larutan NaCl 0,02 *M*?
2. Jika 100 mL larutan HCl 2 *M* ditambahkan ke dalam 100 mL larutan NH_3 2 *M*, berapakah *p*H larutan yang terjadi?
3. *p*H suatu larutan N_2H_4 adalah 8,3. Jika konsentrasi N_2H_4 adalah 2 *M* dan konsentrasi $N_2H_5^+$ adalah 1 *M*, hitunglah K_b untuk N_2H_4 tersebut!
4. Berapakah *p*H larutan yang dihasilkan dari penambahan 1 mL NaOH 2 *M* ke dalam 50 mL larutan NH_3 1 *M* dan sekaligus juga NH_4Cl 1 *M*?
5. Ulangi perhitungan soal no. 4, tetapi sekarang untuk penambahan 1 mL larutan HCl 2 *M* sebagai ganti NaOH!

C. Kegunaan Larutan Penyangga

Kebanyakan reaksi-reaksi biokimia dalam tubuh makhluk hidup hanya dapat berlangsung pada *p*H tertentu. Oleh karena itu, cairan tubuh harus merupakan larutan penyangga agar *p*H senantiasa konstan ketika metabolisme berlangsung.

Dalam keadaan normal, *p*H dari cairan tubuh termasuk darah kita adalah 7,35 – 7,5. Walaupun sejumlah besar ion H^+ selalu ada sebagai hasil metabolisme dari zat-zat, tetapi keadaan setimbang harus selalu dipertahankan dengan jalan membuang kelebihan asam tersebut. Hal ini disebabkan karena penurunan *p*H sedikit saja menunjukkan keadaan sakit. Untuk itu tubuh kita mempunyai hal-hal berikut.

1. Sistem buffer, untuk mempertahankan *p*H tubuh agar tetap normal.
2. Sistem pernapasan.
 Di sini dipakai buffer H_2CO_3/HCO_3^-
 Misalnya konsentrasi H_3O^+ dalam darah naik, berarti *p*H-nya turun.

$$H_3O^+ + HCO_3^- \rightleftharpoons H_2CO_3 + H_2O$$

Bila *p*H turun maka pusat pernapasan kita akan dirangsang, akibatnya kita bernapas lebih dalam sehingga kelebihan CO_2 akan dikeluarkan melalui paru-paru. Sedangkan bila konsentrasi OH^- naik

$$H_2CO_3 + OH^- \rightleftharpoons HCO_3^- + H_2O$$

Karena kemampuan mengeluarkan CO_2 ini, maka bufer H_2CO_3 dan HCO_3^- paling baik untuk tubuh.

3. Ginjal
 Ginjal kita juga menolong untuk mengatur konsentrasi H_3O^+ dalam darah agar tetap konstan, dengan jalan mengeluarkan kelebihan asam melalui urine, sehingga *p*H urine dapat berada sekitar 4,8 – 7,0.

Kegunaan larutan penyangga tidak hanya terbatas pada tubuh makhluk hidup. Reaksi-reaksi kimia di laboratorium dan di bidang industri juga banyak menggunakan larutan penyangga. Reaksi kimia tertentu ada yang harus berlangsung pada suasana asam atau suasana basa. Buah-buahan dalam kaleng perlu dibubuhi asam sitrat dan natrium sitrat untuk menjaga *p*H agar buah tidak mudah dirusak oleh bakteri.

Latihan 6.3

1. Mengapa larutan yang mengandung campuran asam kuat dengan garamnya bukan merupakan larutan penyangga?
2. Mengapa larutan penyangga tidak berubah apabila diencerkan? Jelaskan dengan menggunakan rumus *p*H larutan penyangga!
3. Ke dalam 2 liter larutan asam asetat 0,2 *M* ($K_a = 10^{-5}$) ditambahkan 8 gram NaOH. Hitunglah *p*H larutan yang terjadi!
4. Tentukan *p*H larutan yang dibuat dengan mencampurkan 100 mL larutan NH_3 0,1 *M* dengan 500 mL larutan NH_4Cl 0,1 *M*. (K_b $NH_3 = 1{,}8 \times 10^{-5}$)
5. Hitunglah *p*H larutan yang dibuat dengan mencampurkan 50 mL larutan CH_3COOH 0,1 *M* dengan 50 mL larutan $NaCH_3COO$ 0,2 *M*. (K_a $CH_3COOH = 10^{-5}$)
6. Berapa mL larutan CH_3COOH 0,1 *M* harus ditambahkan ke dalam 200 mL larutan $NaCH_3COO$ 0,1 *M* untuk membuat larutan penyangga dengan *p*H = 5 (K_a $CH_3COOH = 10^{-5}$)?
7. Asam format (HCOOH) dan asam asetat (CH_3COOH) keduanya tergolong asam lemah. Apakah larutan yang mengandung Na-format dan asam asetat bersifat penyangga? Jelaskan!
8. Mengapa larutan penyangga penting dalam cairan tubuh?
9. Mengapa ion-ion $H_2PO_4^-$ maupun HPO_4^{2-} sangat berguna bagi sel tubuh kita?
10. Suatu penyangga bikarbonat, HCO_3^-, merupakan sistem yang penting dalam plasma dan cairan tubuh. Jelaskan alasan pernyataan tersebut!

Rangkuman

1. Larutan penyangga adalah larutan yang *p*H-nya praktis tidak berubah meskipun ditambah sedikit asam, sedikit basa, atau jika diencerkan.
2. Larutan penyangga asam tersusun atas asam lemah dan basa konjugasinya.
3. Larutan penyangga basa tersusun atas basa lemah dan asam konjugasinya.
4. *p*H larutan penyangga dapat dihitung dengan rumus:
 - larutan penyangga asam: $pH = pK_a - \log \frac{a}{g}$
 - larutan penyangga basa: $pOH = pK_b - \log \frac{b}{g}$
5. Larutan penyangga berperan penting dalam kehidupan sehari-hari, bahkan juga pada proses di dalam tubuh makhluk hidup.

Uji Kompetensi

I. Berilah tanda silang (X) huruf A, B, C, D, atau E pada jawaban yang paling benar!

1. Salah satu contoh larutan penyangga adalah larutan yang mengandung campuran … .
 A. HNO_3 dan $NaNO_3$
 B. H_2CO_3 dan $NaHCO_3$
 C. NaOH dan NaCl
 D. NH_4OH dan HCl
 E. CH_3COOH dan NaOH
2. Pernyataan berikut yang ***tidak*** benar mengenai larutan penyangga adalah … .
 A. memiliki *p*H yang konstan
 B. *p*H-nya tidak berubah dengan penambahan sedikit asam atau basa
 C. *p*H-nya tidak dipengaruhi oleh pengenceran
 D. *p*H selalu sama dengan pK_a atau pK_b
 E. *p*H-nya tidak dipengaruhi oleh CO_2 di udara
3. Untuk membuat larutan penyangga dengan *p*H = 9, maka ke dalam 40 mL larutan NH_3 0,5 *M* ($K_b = 10^{-5}$) harus ditambahkan larutan HCl 0,2 *M* sebanyak … .
 A. 10 mL
 B. 20 mL
 C. 30 mL
 D. 40 mL
 E. 50 mL
4. Jika 100 mL larutan HCl 0,1 *M* dicampurkan dengan 50 mL larutan NH_3 0,3 *M* ($K_b = 10^{-5}$), maka *p*H larutan yang terjadi adalah … .
 A. 9 + log 3
 B. 9 + log 5
 C. 9 – log 5
 D. 8 – log 2
 E. 8 + log 5
5. Suatu larutan yang mengandung 0,1 mol asam asetat ($K_a = 10^{-5}$) dan 0,01 mol natrium asetat mempunyai *p*H sebesar … .
 A. 3
 B. 4
 C. 5
 D. 6
 E. 7
6. Larutan penyangga umumnya mempunyai ketentuan dan sifat-sifat seperti di bawah ini, ***kecuali*** … .
 A. dibuat dari campuran asam lemah dengan basa konjugasinya
 B. paling efisien jika konsentrasi asam dan basa konjugasinya sama banyak
 C. *p*H-nya dianggap tidak berubah kalau sedikit diencerkan
 D. K_a dari asamnya harus sama dengan K_b dari basa konjugasinya
 E. dapat dibuat dari asam lemah diprotik, seperti H_2CO_3 dan $NaHCO_3$

7. Suatu larutan penyangga terdiri dari campuran asam asetat dengan garam Na-asetat. Daya kerja larutan penyangga paling besar (paling efisien) dengan ketentuan-ketentuan seperti di bawah ini, ***kecuali*** ….
 A. $pH = pK_a$
 B. konsentrasi asam = konsentrasi garamnya
 C. $\log \frac{[\text{garam}]}{[\text{asam}]} = 1$
 D. konsentrasi ion $H^+ = K_a$
 E. $\log \frac{[\text{asam}]}{[\text{garam}]} = 0$

8. Ke dalam 1 liter larutan asam asetat 0,1 *M* yang *p*H-nya 3, ditambahkan garam natrium asetat supaya *p*H-nya menjadi dua kali semula. Jika K_a asam asetat = 10^{-5}, maka garam natrium asetat yang harus ditambahkan sebanyak … .
 A. 1 mol
 B. 0,1 mol
 C. 0,01 mol
 D. 0,001 mol
 E. 0,0001 mol

9. Perbandingan volume CH_3COOH 0,1 *M* ($K_a = 10^{-5}$) dan NaOH 0,1 *M* yang harus dicampurkan untuk membuat larutan buffer dengan *p*H = 6 adalah … .
 A. 2:1
 B. 1:10
 C. 10:1
 D. 11:1
 E. 11:10

10. Jika ke dalam 50 mL larutan penyangga dengan *p*H = 5 ditambahkan 50 mL akuades, maka
 A. *p*H akan naik sedikit
 B. *p*H akan turun sedikit
 C. *p*H tidak berubah
 D. *p*H naik drastis
 E. *p*H turun drastis

11. Suatu larutan bu*f*er mempunyai *p*H = 8,31. Jika 12 tetes HCl 1,2 *M* ditambahkan ke dalam 500 mL larutan ini, maka *p*H akhir yang dapat diharapkan adalah
 A. 3,31
 B. 8,26
 C. 8,31
 D. 8,36
 E. 7

12. Sistem penahan utama dalam darah terdiri atas … .
 A. $H_2CO_3 - HCO_3^-$
 B. $HCO_3^- - CO_3^{2-}$
 C. $H_3PO_4 - H_2PO_4^-$
 D. $H_2PO_4^- - HPO_4^{2-}$
 E. $NH_3 - NH_4^+$

13. Campuran CH_3COOH dengan $NaCH_3COO$ dapat digunakan untuk membuat larutan penyangga dengan *p*H sekitar … . ($K_a CH_3COOH = 10^{-5}$)
 A. 1 – 5
 B. 3 – 5
 C. 4 – 5
 D. 4 – 6
 E. 5 – 6

14. Dari senyawa berikut ini, yang membentuk buffer jika dicampur dengan $NaHCO_3$ adalah … .
 A. NaOH
 B. HCl
 C. H_2CO_3
 D. H_2O
 E. KOH

15. Ke dalam larutan basa lemah LOH ditambahkan padatan garam L_2SO_4, sehingga konsentrasi LOH menjadi 0,1 *M* dan konsentrasi L_2SO_4 sebesar 0,05 *M*. Bila K_b LOH = 10^{-5} maka *p*H campuran adalah … .
 A. 11
 B. 9 + log 2
 C. 9
 D. 5
 E. 5 – log 2

16. Campuran yang terdiri atas 10 mL larutan asam asetat 0,1 *M* dan 5 mL larutan natrium hidroksida 0,1 *M* akan mempunyai *p*H yang … .
 A. lebih besar dari 7
 B. sama dengan 7
 C. sama dengan pK_a
 D. lebih besar dari pK_a
 E. lebih kecil dari pK_a

17. Bila 0,15 mol asam asetat ($K_a = 2 \times 10^{-5}$) dan 0,01 mol NaOH dilarutkan dalam air, sehingga diperoleh larutan penyangga dengan volume 1 liter, maka *p*H larutan penyangga tersebut adalah … .
 A. 4
 B. 5
 C. 6
 D. 5 – log 2
 E. 5 log 3

18. Larutan penyangga (buffer) dapat dibuat dengan mencampurkan larutan … .
 A. asam nitrat dengan Na-asetat
 B. asam nitrat dengan Na-nitrat
 C. asam fosfat dengan Na-asetat
 D. asam asetat dengan Na-asetat
 E. asam asetat dengan Na-nitrat

19. Jika suatu asam lemah (HA) dititrasi dengan basa kuat sehingga $[A^-] > [HA]$, maka … .
 A. $[H_3O^+] < K_a$
 B. *p*H < pK_a
 C. $[H_3O^+] > [A^-]$
 D. $[HA] < [H_3O^+]$
 E. *p*H = pK_a

20. Suatu asam HA mempunyai pK_a = 3,2. Penambahan *x* mol NaA ke dalam 500 mL larutan HA 0,2 *M* menghasilkan *p*H larutan sebesar 3,5. Jumlah mol NaA yang ditambahkan adalah … .
 A. 0,025 mol
 B. 0,05 mol
 C. 0,10 mol
 D. 0,20 mol
 E. 0,25 mol

II. Kerjakan soal-soal berikut ini dengan benar!

1. Berapa gram natrium asetat (M_r = 82) harus ditambahkan ke dalam 200 mL larutan asam asetat 0,1 *M* ($K_a = 10^{-5}$) agar diperoleh larutan dengan *p*H = 4?
2. Sebanyak 50 mL larutan CH_3COOH 0,2 *M* ($K_a = 10^{-5}$) dicampur dengan 50 mL larutan NaOH 0,1 *M*. Hitunglah *p*H larutan tersebut!
3. Ke dalam 40 mL larutan NH_4 0,2 *M* ($K_b = 10^{-5}$) ditambahkan 100 mL larutan HCl 0,02 *M*. Hitunglah *p*H larutan yang terjadi!
4. Berapa mL gas NH_3 (STP) yang harus dialirkan ke dalam 150 mL larutan NH_4Cl 0,5 *M* ($K_b = 10^{-5}$) agar diperoleh larutan dengan *p*H = 8,5? (log 2 = 0,3 dan log 3 = 0,5)
5. Apakah campuran berikut bersifat penyangga? Jika ya, nyatakan komponen penyangganya.
 a. 50 mL larutan NH_3 0,1 *M* + 25 mL larutan $(NH_4)_2SO_4$ 0,1 *M*
 b. 50 mL larutan H_2SO_4 0,1 *M* + 50 mL larutan $NaHSO_4$ 0,1 *M*
 c. 50 mL larutan CH_3COOH 0,2 *M* + 50 mL larutan NaOH 0,1 *M*
6. Apakah larutan yang mengandung NH_3 dan NH_4Cl bersifat penyangga? Jika ya, bagaimana campuran tersebut mempertahankan *p*H terhadap penambahan sedikit asam atau sedikit basa?
7. Hitunglah perubahan *p*H, jika 1 mL larutan HCl 1 *M* ditambahkan ke dalam 50 mL larutan NaCl 1 *M*!
8. Hitunglah perubahan *p*H, jika 1 mL larutan HCl 1 *M* ditambahkan ke dalam 50 mL suatu buffer yang semula terdiri atas CH_3COOH 1 *M* dan CH_3COONa 1 *M* dengan $K_a = 10^{-5}$.
9. Berapakah perbandingan $[HCO_3^-]$: $[H_2CO_3]$ yang diperlukan untuk mempertahankan *p*H sebesar 7,4 dalam aliran darah, bila diketahui K_a H_2CO_3 dalam darah 8×10^{-7}?
10. Perhatikan suatu larutan yang mengandung asam format (HCOOH) 0,9 *M* dan natrium format (HCOONa) 1,1 *M*.
 a. Hitunglah *p*H larutan asam format-natrium format (K_a HCOOH = $1{,}8 \times 10^{-4}$).
 b. Ke dalam 100 mL larutan asam format-natrium format ini ditambahkan 10 mL larutan HCl 1 *M*. Berapakah *p*H larutan yang dihasilkan setelah kesetimbangan terjadi?

BAB 7

Hidrolisis Garam



Garam
Sumber: Encarta 2006

Tujuan Pembelajaran:

Setelah mempelajari bab ini, Anda diharapkan mampu:

1. Menentukan jenis-jenis garam yang mengalami hidriolisis.
2. Mengetahui garam yang mengalami hidrolisis parsial yang dan mengalami hidrolisis total.
3. Menyatakan hubungan antara tetapan hidrolisis (K_h), tetapan ionisasi air (K_w) dan konsentrasi OH^- atau H^+ larutan garam yang terhidrolisis.
4. Menghitung *p*H larutan garam yang terhidrolisis.

Kata Kunci

Reaksi netralisasi, garam, hidrolisis, kation, anion, hidrolisis parsial.

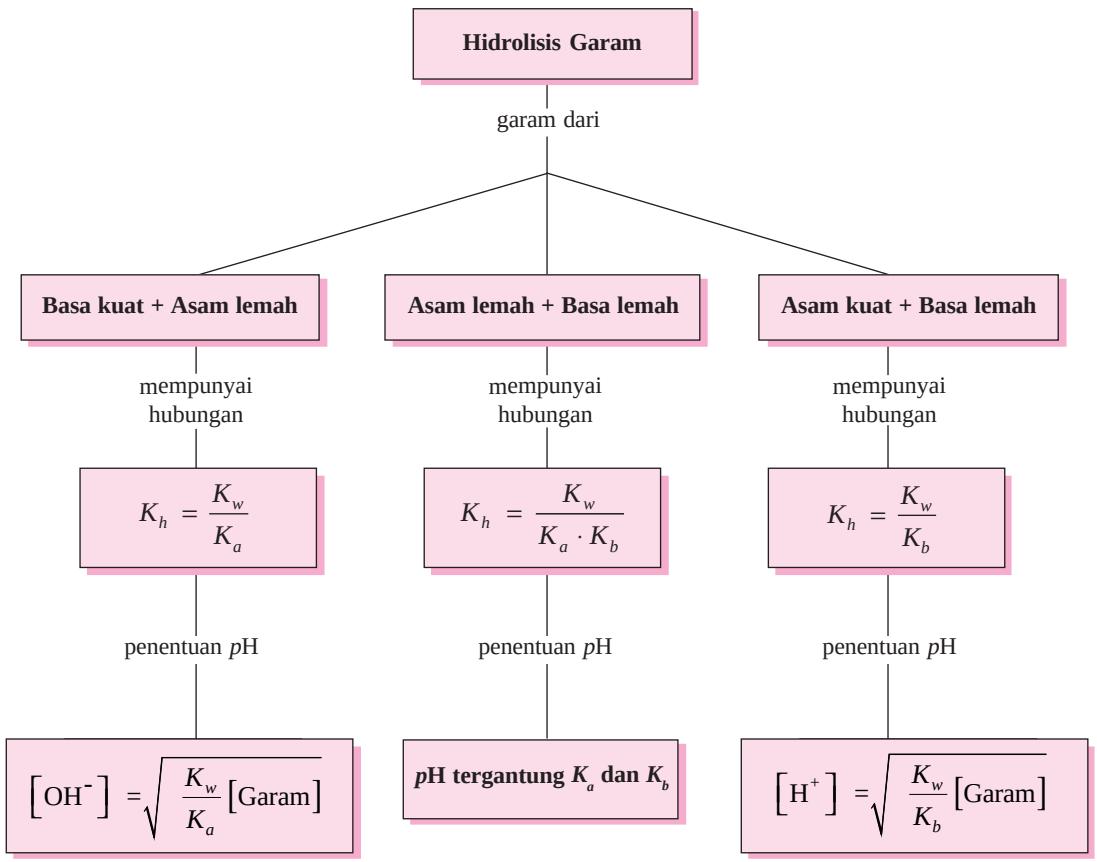
Pengantar

Pada pembahasan larutan asam dan basa terdahulu telah dipelajari tentang *reaksi penetralan*, yaitu reaksi antara larutan asam dengan larutan basa yang menghasilkan garam dan air. Tetapi juga telah disinggung bahwa garam yang terbentuk dari reaksi penetralan belum tentu bersifat netral, bisa juga bersifat asam atau basa, tergantung kekuatan asam dan basa yang membentuknya.

Pada bab ini, kita akan mempelajari teori yang menjelaskan sifat larutan garam, yaitu *konsep hidrolisis garam.*

Peta Konsep

Hidrolisis Garam



7.1 Pengertian Hidrolisis

Sebagaimana kita ketahui bahwa jika larutan asam direaksikan dengan larutan basa akan membentuk senyawa garam. Jika kita melarutkan suatu garam ke dalam air, maka akan ada dua kemungkinan yang terjadi, yaitu:

1. Ion-ion yang berasal dari asam lemah (misalnya CH_3COO^-, CN^-, dan S^{2-}) atau ion-ion yang berasal dari basa lemah (misalnya NH_4^+, Fe^{2+}, dan Al^{3+}) akan bereaksi dengan air. Reaksi suatu ion dengan air inilah yang disebut *hidrolisis.* Berlangsungnya hidrolisis disebabkan adanya kecenderungan ion-ion tersebut untuk membentuk asam atau basa asalnya.
 Contoh:
 $CH_3COO^- + H_2O \longrightarrow CH_3COOH + OH^-$
 $NH_4^+ + H_2O \longrightarrow NH_4OH + H^+$
2. Ion-ion yang berasal dari asam kuat (misalnya Cl^-, NO_3^-, dan SO_4^{2-}) atau ion-ion yang berasal dari basa kuat (misalnya Na^+, K^+, dan Ca^{2+}) tidak bereaksi dengan air atau tidak terjadi hidrolisis. Hal ini dikarenakan ion-ion tersebut tidak mempunyai kecenderungan untuk membentuk asam atau basa asalnya. (Ingat kembali tentang kekuatan asam-basa!)
 $Na^+ + H_2O \longrightarrow$ tidak terjadi reaksi
 $SO_4^{2-} + H_2O \longrightarrow$ tidak terjadi reaksi

Hidrolisis hanya dapat terjadi pada pelarutan senyawa garam yang terbentuk dari ion-ion asam lemah dan ion-ion basa lemah. Jadi, garam yang bersifat netral (dari asam kuat dan basa kuat) tidak terjadi hidrolisis.

7.2 Hidrolisis Garam dari Asam lemah dan Basa Kuat

Jika suatu garam dari asam lemah dan basa kuat dilarutkan dalam air, maka kation dari basa kuat tidak terhidrolisis sedangkan anion dari asam lemah akan mengalami hidrolisis. Jadi garam dari asam lemah dan basa kuat jika dilarutkan dalam air akan mengalami hidrolisis parsial atau hidrolisis sebagian.

Contoh:

$CH_3COONa(aq) \longrightarrow CH_3COO^-(aq) + Na^+(aq)$
$CH_3COO^- + H_2O \rightleftharpoons CH_3COOH + OH^-$
$Na^+ + H_2O \longrightarrow$ tidak terjadi reaksi

*p*H larutan garam dapat ditentukan dari persamaan:

$A^- + H_2O \rightleftharpoons HA + OH^-$

Tetapan hidrolisis:

$$K = \frac{[HA][OH^-]}{[A^-][H_2O]}$$

$$K \cdot [H_2O] = \frac{[HA][OH^-]}{[A^-]}$$

$$K_h = \frac{[HA][OH^-]}{[A^-]}$$

dengan K_h = tetapan hidrolisis

$$K_h = \frac{[HA][OH^-]}{[A^-]} \cdot \frac{[H^+]}{[H^+]}$$

$$K_h = \frac{[HA]}{[A^-]} \cdot [H^+][OH^-]$$

$$\boldsymbol{K_h = \frac{K_w}{K_a}}$$

dengan: K_w = tetapan kesetimbangan air
K_a = tetapan ionisasi asam lemah

*p*H larutan garam:

$$\frac{K_w}{K_a} = \frac{[HA][OH^-]}{[A^-]}$$

$$= \frac{[OH^-]^2}{[A^-]}$$

$$[OH^-]^2 = \frac{K_w}{K_a} \cdot [A^-]$$

$$[OH^-] = \sqrt{\frac{K_w \cdot [A^-]}{K_a}} \quad \text{atau} \quad [OH^-] = \sqrt{\frac{K_w \cdot M}{K_a}}$$

dengan M = konsentrasi anion

$$[OH^-] = K_w^{\frac{1}{2}} \cdot \left[A^-\right]^{\frac{1}{2}} \cdot K_a^{-\frac{1}{2}}$$

$$-\log [OH^-] = -\tfrac{1}{2}\log K_w - \tfrac{1}{2}\log\left[A^-\right] + \tfrac{1}{2}\log K_a$$

$$pOH = \tfrac{1}{2}(pK_w - pK_a - \log [A^-])$$

$$pH = pK_w - pOH$$

$$= \tfrac{1}{2}(pK_w + pK_a + \log [A^-])$$

Karena pK_w = 14 dan $[A^-]$ = molaritas garam, maka:

$$\boldsymbol{pH = \tfrac{1}{2}(14 + pK_a + \log [G])}$$

Contoh 7.1

Hitunglah *p*H larutan Na_2CO_3 0,1 *M* (K_a H_2CO_3 = 4×10^{-7}).

Jawab:

$pK_a = -\log K_a$
$= -\log 4 \times 10^{-7}$
$= 7 - \log 4$
$= 6{,}4$

$pH = \frac{1}{2}(14 + pK_a + \log 10^{-1})$
$= \frac{1}{2}(14 + 6{,}4 - 1)$
$= 9{,}7$

Latihan 7.1

1. Hitunglah konsentrasi OH^- dan *p*H suatu larutan 1 *M* NaOCN, bila harga K_a HOCN adalah $3{,}3 \times 10^{-4}$!
2. Hitunglah *p*H suatu larutan 0,002 *M* $NaC_2H_2O_2Cl$, bila harga K_a $HC_2H_2O_2Cl$ adalah $1{,}36 \times 10^{-3}$!
3. Hitunglah *p*H larutan berikut.
 a. CH_3COONa 0,1 *M* (K_a CH_3COOH = 2×10^{-5})
 b. NaC_6H_5COO 0,1 *M* (K_a C_6H_5COOH = $6{,}3 \times 10^{-5}$)
 c. NaCN 0,1 *M* (K_a HCN = $4{,}9 \times 10^{-10}$)

7.3 Hidrolisis Garam dari Asam Kuat dan Basa Lemah

Garam dari asam kuat dan basa lemah jika dilarutkan dalam air juga akan mengalami hidrolisis sebagian. Hal ini disebabkan karena kation dari basa lemah dapat terhidrolisis, sedangkan anion dari asam kuat tidak mengalami hidtrolisis.
Contoh:

$NH_4Cl \longrightarrow NH_4^+ + Cl^-$
$NH_4^+ + H_2O \rightleftharpoons NH_4OH + H^+$
$Cl^- + H_2O \longrightarrow$ tidak terjadi reaksi

*p*H larutan garam ini dapat ditentukan melalui persamaan:

$M^+ + H_2O \rightleftharpoons MOH + H^+$

Tetapan hidrolisis:

$$K = \frac{[MOH][H^+]}{[M^+][H_2O]}$$

$$K_h = \frac{[MOH][H^+]}{[M^+]}$$

$$K_h = \frac{[MOH]}{[M^+][OH^-]} \cdot [H^+][OH^-]$$

$$\boldsymbol{K_h = \frac{K_w}{K_b}}$$

dengan: K_w = tetapan kesetimbangan air
K_b = tetapan ionisasi basa lemah

*p*H larutan garam:

$$\frac{K_w}{K_b} = \frac{[MOH][H^+]}{[M^+]}$$

$$\frac{K_w}{K_b} = \frac{[H^+]^2}{[M^+]}$$

$$[H^+]^2 = \frac{K_w}{K_b} . [M^+]$$

$$[H^+] = \sqrt{\frac{K_w \cdot [M^+]}{K_b}} \quad \text{atau} \quad [H^+] = \sqrt{\frac{K_w \, . \, M}{K_b}}$$

dengan M = konsentrasi kation

$$[H^+] = K_w^{\frac{1}{2}} \cdot K_b^{-\frac{1}{2}} \cdot [M^+]^{\frac{1}{2}}$$

$$pH = \tfrac{1}{2}(pK_w - pK_b - \log [M^+])$$

$$\boldsymbol{pH = \tfrac{1}{2}(14 - pK_b - \log [G])}$$

Contoh 7.2

Hitunglah *p*H larutan NH_4Cl 0,01 *M* (K_b $NH_4OH = 2 \times 10^{-5}$).

Jawab:

$$pK_b = -\log K_b$$
$$= -\log 2 \times 10^{-5}$$
$$= 5 - \log 2$$
$$= 4{,}7$$

$$pH = \tfrac{1}{2}(14 - pK_b - \log 10^{-2})$$
$$= \tfrac{1}{2}(14 - 4{,}7 + 2)$$
$$= 5{,}65$$

Latihan 7.2

1. Tentukan harga *p*H larutan $ZnCl_2$ 0,01 *M*, bila diketahui K_b $Zn(OH)_2$ adalah 10^{-5}!
2. Tentukan nilai tetapan hidrolisis (K_h) NH_4Cl 0,1 *M* (K_b $NH_4OH = 1{,}8 \times 10^{-5}$)!
3. Tentukan *p*H larutan $(NH_4)_2SO_4$ 0,005 *M* (K_b $NH_3 = 1{,}8 \times 10^{-5}$)!
4. Berapa massa $(NH_4)_2SO_4$ yang harus ditambahkan ke dalam 100 mL air, sehingga diperoleh larutan dengan *p*H = 5? (A_r H = 1, N = 14, O = 16, S = 32; K_b $NH_3 = 10^{-5}$)

7.4 Hidrolisis Garam dari Asam Lemah dan Basa Lemah

Berbeda dengan kedua jenis garam di atas, garam yang berasal dari asam lemah dan basa lemah jika dilarutkan dalam air akan mengalami hidrolisis total. Hal ini terjadi karena kation dari basa lemah maupun anion dari asam lemah dapat mengalami hidrolisis.

$$CH_3COONH_4 \longrightarrow CH_3COO^- + NH_4^+$$
$$CH_3COO^- + H_2O \rightleftharpoons CH_3COOH + OH^-$$
$$NH_4^+ + H_2O \rightleftharpoons NH_4OH + H^+$$

*p*H larutan garam ini dapat ditentukan melalui persamaan reaksi:

$$M^+ + A^- + H_2O \rightleftharpoons HA + MOH$$

Tetapan hidrolisis:

$$K_h = \frac{[HA][MOH]}{[M^+][A^-]}$$
$$= \frac{[HA]}{[H^+][A^-]} \cdot \frac{[MOH]}{[M^+][OH^-]} \cdot [H^+][OH^-]$$

$$\boldsymbol{K_h = \frac{K_w}{K_a \times K_b}}$$

*p*H larutan garam:

$$\frac{[HA][MOH]}{[M^+][A^-]} = \frac{K_w}{K_a \cdot K_b}$$
$$\frac{[HA]^2}{[A^-]^2} = \frac{K_w}{K_a \cdot K_b}$$
$$\frac{[HA]}{[A^-]} = \sqrt{\frac{K_w}{K_a \cdot K_b}}$$

Dari tetapan ionisasi asam lemah diperoleh:

$$[H^+] = K_a \frac{[HA]}{[A^-]}$$

sehingga:

$$[H^+] = K_a \cdot \sqrt{\frac{K_w}{K_a \cdot K_b}}$$

$$[H^+] = K_w^{\frac{1}{2}} \cdot K_a^{\frac{1}{2}} \cdot K_b^{-\frac{1}{2}}$$

$$pH = \tfrac{1}{2}(pK_w + pK_a - pK_b)$$

$$\mathbf{pH = \tfrac{1}{2}(14 + pK_a - pK_b)}$$

Contoh 7.3

Hitunglah *p*H larutan $(NH_4)_2CO_3$ 0,1 *M*, jika K_a $H_2CO_3 = 10^{-4}$ dan K_b $NH_4OH = 10^{-6}$.

Jawab:

$pK_a = 4$

$pK_b = 6$

$pH = \frac{1}{2}(14 + 4 - 6)$

$pH = 5$

Latihan 7.1

1. Berapakah *p*H larutan yang mengandung $NH_4C_2H_3O_2$ 0,01 *M*, apabila diketahui K_a $HC_2H_3O_2 = 1{,}75 \times 10^{-5}$ dan K_b $NH_3 = 1{,}75 \times 10^{-5}$?
2. Hitunglah *p*H larutan 0,1 *M* NH_4OCN, dengan harga K_a HOCN adalah 3,3, $\times 10^{-4}$ dan K_b $NH_3 = 1{,}75 \times 10^{-5}$!
3. Hitunglah *p*H larutan NH_4CN 0,2 *M*, jika K_a $HCN = 4 \times 10^{-4}$!

Tugas Kelompok

Lakukan percobaan berikut.

No.	Langkah Kerja	Pengamatan *p*H
1.	Ukurlah *p*H larutan 0,1 *M* dari CH_3COONa, NaCl, NH_4Cl, Na_2CO_3, NH_4OH_3, $AlCl_3$, KCl, CH_3COONH_4 dengan menggunakan indikator universal	
2.	Kelompokkan garam-garam tersebut berdasarkan urutan *p*H-nya, dan tuliskan jenis asam dan basa pembentuk garam-garam tersebut	

Pertanyaan:

1. Dari percobaan di atas, kesimpulan apa yang dapat Anda ambil?
2. Garam mana yang dapat mengalami hidrolisis dan mana yang tidak terhidrolisis?

Latihan 7.4

1. Tentukan apakah garam-garam berikut mengalami hidrolisis. Bila ya, termasuk hidrolisis parsial atau hidrolisis total, bagaimana sifat larutan yang dihasilkan, dan tuliskan reaksi hidrolisisnya!
 a. NaCl
 b. $Al_2(SO_4)_3$
 c. K_2SO_4
 d. $(NH_4)_2CO_3$
 e. CH_3COONH_4
 f. $Ba(C_2O_4)_2$
2. Berapa gram kristal NH_4Cl diperlukan untuk membuat 500 mL larutan dengan *p*H = 5, bila diketahui K_b $NH_4OH = 10^{-5}$ (A_r N = 14, H = 1, dan Cl = 35,5)?
3. Sebanyak 400 mL larutan HCl 0,15 *M* dicampur dengan 200 mL larutan NH_4OH 0,3 *M* ($K_b = 10^{-5}$). Berapakah *p*H larutan yang terjadi?
4. Jelaskan bahwa $(NH_4)_2SO_4$ dalam air mengalami hidrolisis sebagian dan bersifat asam!
5. Hitunglah *p*H larutan $(NH_4)_2SO_4$ 0,01 *M*, bila K_b $NH_4OH = 10^{-6}$!
6. Sebanyak 5,35 gram NH_4Cl dilarutkan dalam air sampai volumenya 500 mL. Jika K_b $NH_4OH = 10^{-5}$, berapakah *p*H larutan yang terjadi? (A_r N = 14, H = 1, dan Cl = 35,5)
7. Bila larutan NH_3 0,4 *M* mempunyai *p*H = 11 + log 2, berapakah *p*H larutan NH_4Cl 0,1 *M*?
8. Sebanyak 10,7 gram NH_4Cl dilarutkan dalam air sampai volumenya 2 liter. Jika K_b $NH_4OH = 10^{-5}$, hitunglah *p*H larutan yang terjadi! (A_r N = 14, H = 1, dan Cl = 35,5)
9. Suatu garam tersusun dari asam lemah dan basa lemah, ternyata mempunyai *p*H = 7,5. Tentukan perbandingan K_a dan K_b dalam garam tersebut!
10. Sebanyak 50 mL larutan CH_3COOH 0,1 *M* ($K_a = 10^{-5}$) dicampur dengan 50 mL larutan NH_4OH dengan konsentrasi yang sama. Bila K_b $NH_4OH = 10^{-6}$, berapakah *p*H larutan yang terjadi?

Rangkuman

1. Sifat larutan garam tergantung pada kekuatan relatif asam dan basa penyusunnya.
2. Hidrolisis garam adalah reaksi antara komponen garam yang berasal dari asam atau basa lemah dengan air.
3. Hidrolisis parsial adalah hidrolisis yang terjadi pada garam yang terbentuk dari asam kuat-basa lemah atau asam lemah-basa kuat.
4. Garam dari asam kuat dan basa lemah mengalami hidrolisis parsial, larutannya bersifat asam.

 $[H^+] = \sqrt{\frac{K_w \cdot [M^+]}{K_b}}$ atau $[H^+] = \sqrt{\frac{K_w \cdot M}{K_b}}$, dengan M = konsentrasi kation
5. Garam dari asam lemah dan basa kuat mengalami hidrolisis parsial dan larutannya bersifat basa.

 $[OH^-] = \sqrt{\frac{K_w \cdot [A^-]}{K_a}}$ atau $[OH^-] = \sqrt{\frac{K_w \cdot M}{K_a}}$, dengan M = konsentrasi anion
6. Hidrolisis total adalah hidrolisis yang terjadi pada garam yang terbentuk dari asam lemah-basa lemah.
7. Garam dari asam lemah dan basa lemah mengalami hidrolisis total, sifat larutannya tergantung pada harga K_a asam dan K_b basa pembentuknya.

 $[H^+] = K_a \cdot \sqrt{\frac{K_w}{K_a \cdot K_b}}$

Uji Kompetensi

I. Berilah tanda silang (X) huruf A, B, C, D, atau E pada jawaban yang paling benar!

1. Hidrolisis tidak terjadi pada larutan
 A. CH_3COONa
 B. NH_4Cl
 C. CH_3COONH_4
 D. $(NH_4)_2SO_4$
 E. K_2SO_4
2. Larutan 1 molar di bawah ini yang mempunyai *p*H paling tinggi adalah … .
 A. Na_2SO_4
 B. KCl
 C. CH_3COOH
 D. CH_3COONa
 E. NH_4NO_3
3. Lakmus biru akan menjadi merah apabila dicelupkan dalam larutan … .
 A. NaOH
 B. $Ba(NO_3)_2$
 C. $(NH_4)_2SO_4$
 D. K_2CO_3
 E. $CaCl_2$
4. Larutan yang mengubah warna fenolftalein menjadi merah adalah larutan … .
 A. K_2CO_3
 B. H_2SO_4
 C. NH_4Cl
 D. $NaNO_3$
 E. CH_3COOH
5. Ion berikut mengalami hidrolisis dalam air, ***kecuali*** … .
 A. Na^+
 B. CN^-
 C. CO_3^{2-}
 D. Al^{3+}
 E. S^{2-}
6. Larutan NH_4Cl dalam air mempunyai *p*H < 7. Penjelasan hal ini adalah … .
 A. NH_4^+ menerima proton dari air
 B. Cl^- bereaksi dengan air membentuk HCl
 C. NH_4^+ dapat memberi proton kepada air
 D. NH_4Cl mudah larut dalam air
 E. NH_3 mempunyai tetapan kesetimbangan yang besar
7. Dari garam berikut, yang mengalami hidrolisis total adalah … .
 A. NH_4Br
 B. K_2CO_3
 C. $BaCO_3$
 D. $AlCl_3$
 E. $Al_2(CO_3)_3$
8. Jika diketahui K_a $CH_3COOH = 10^{-5}$, maka *p*H larutan $Ca(CH_3COO)_2$ 0,1 *M* adalah … .
 A. 5
 B. 5 – log 1,4
 C. 9
 D. 9 – log 1,4
 E. 9 + log 1,4

9. Sebanyak 50 mL larutan CH_3COOH 0,1 *M* ($K_a = 10^{-5}$) direaksikan dengan 50 mL larutan KOH 0,1 *M*. *p*H campuran yang terjadi adalah … .
 A. 3
 B. 6 – log 7
 C. 8 + log 7
 D. 9 – log 7
 E. 9 + log 7

10. Ke dalam 50 mL larutan CH_3COOH 0,1 *M* ditambahkan 50 mL larutan NaOH 0,1 *M*. *p*H larutan akan berubah dari … .(K_a $CH_3COOH = 10^{-5}$)
 A. 1 menjadi 3
 B. 3 menjadi 5
 C. 3 menjadi 7
 D. 3 menjadi 8,85
 E. 3 menjadi 9

11. Jika tetapan asam $CH_3COOH = 10^{-5}$, maka *p*H larutan CH_3COONa 0,01 *M* adalah … .
 A. 7,0
 B. 7,5
 C. 8,0
 D. 8,5
 E. 9,0

12. Larutan 0,1 *M* di bawah ini mempunyai *p*H paling tinggi, yaitu … .
 A. NaCl
 B. K_2SO_4
 C. CH_3COONa
 D. CH_3COOH
 E. NH_4NO_3

13. 4,9 NaCN dilarutkan dalam air sampai volumenya 1 liter. Bila diketahui K_a HCN $= 7 \times 10^{-10}$, maka *p*H larutan adalah … . (A_r Na = 23, C = 12, dan N = 14)
 A. $11,5 - \frac{1}{2}$ log 7
 B. 11,5 – log 7
 C. $11,5 + \frac{1}{2}$ log 7
 D. 9 – log 7
 E. 8 – log 7

14. Jika dua liter larutan natrium asetat ($K_a = 10^{-5}$) mempunyai *p*H = 9, maka massa natrium asetat yang terdapat dalam larutan tersebut adalah … .(A_r C = 12, O = 16, dan Na = 23)
 A. 8,2
 B. 16,4
 C. 82
 D. 164
 E. 1,640

15. Garam berikut yang mengalami hidrolisis sebagian dan bersifat asam adalah … .
 A. $(NH_4)_2CO_3$
 B. CH_3COONa
 C. $(NH_4)_2SO_4$
 D. Na_2SO_4
 E. $(CH_3COO)_2Ca$

16. Jika K_b $NH_4OH = 10^{-5}$, maka larutan garam NH_4Cl 0,1 *M* mempunyai *p*H … .
 A. 5
 B. 6
 C. 7
 D. 8
 E. 9
17. Larutan NH_4Cl 0,4 *M* memiliki tetapan hidrolisis sebesar 10^{-9}. Konsentrasi H^+ dalam larutan tersebut adalah … .
 A. 2×10^{-4}
 B. 2×10^{-5}
 C. 4×10^{-4}
 D. 4×10^{-5}
 E. 4×10^{-5}
18. Campuran 50 mL larutan NH_4OH 0,02 *M* dengan 50 mL larutan HCl 0,02 *M* mempunyai *p*H … . (K_b $NH_4OH = 10^{-5}$)
 a. 5
 b. 6
 c. 8
 d. 10
 e. 11
19. Campuran 100 mL larutan NH_4OH 0,4 *M* dengan 400 mL larutan HCl 0,1 *M* mempunyai *p*H sebesar … .(K_b $NH_4OH = 2 \times 10^{-5}$)
 a. 4,5 – log 2
 b. 4,5 + log 2
 c. 10,5 + log 2
 d. 9,5 + log 2
 e. 5,5 – log 2
20. Jika satu liter larutan NH_4Cl mempunyai *p*H = 5 ($K_b = 10^{-5}$), maka larutan tersebut mengandung NH_4Cl sebanyak … gram. (A_r N = 14, Cl = 35,5, H = 1)
 a. 535
 b. 53,5
 c. 26,75
 d. 5,35
 e. 2,675

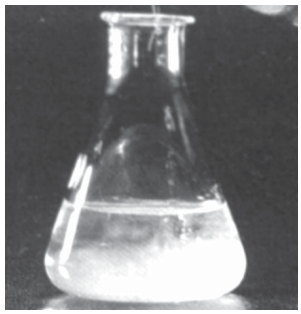
II. Kerjakan soal-soal berikut ini dengan benar!

1. Sebanyak 50 mL larutan NaOH 0,1 *M* dicampurkan dengan 50 mL larutan CH_3COOH 0,1 *M*. Tentukan *p*H campuran! (K_a $CH_3COOH = 1{,}8 \times 10^{-5}$)
2. Sebanyak 50 mL larutan NH_3 0,1 *M* dicampurkan dengan 50 mL larutan HCl 0,1 *M*. Tentukan *p*H campuran! (K_b $NH_3 = 1{,}8 \times 10^{-5}$)
3. Dalam 100 mL larutan terlarut 3,6 gram natrium benzoat (M_r = 144). Jika K_a asam benzoat = 6×10^{-5}, hitunglah *p*H larutan tersebut!
4. Hitunglah massa amonium nitrat (A_r H = 1, N = 14, O = 16) yang terlarut dalam 250 mL larutan dengan *p*H = 5,5! (K_b $NH_4OH = 2 \times 10^{-5}$)
5. Hitunglah *p*H larutan KNO_2 0,1 *M* yang mengalami hidrolisis anion, bila K_a $HNO_2 = 4{,}5 \times 10^{-4}$!

6. Sebanyak 50 mL larutan asam asetat 0,2 *M* ($K_a = 10^{-5}$) dicampur dengan 50 mL larutan natrium hidroksida 0,2 *M*.
 a. Berapa *p*H masing-masing larutan sebelum dicampur?
 b. Berapa *p*H larutan setelah dicampur?
7. Hitunglah *p*H dari 2 liter larutan yang mengandung 0,1 mol $(CH_3COO)_2Ca$ murni! (K_a $CH_3COOH = 10^{-5}$)
8. Sebanyak 500 mL larutan CH_3COONa mempunyai *p*H = 9. Jika K_a $CH_3COOH = 10^{-5}$, tentukan massa CH_3COONa yang terlarut! (A_r C = 12, H = 1, O = 16, dan Na = 23)
9. Bila diketahui *p*H larutan NH_4OH 0,1 *M* adalah 11, hitunglah *p*H larutan NH_4Cl 4×10^{-3} *M*!
10. Sebanyak 5,35 gram NH_4Cl dilarutkan dalam air sampai volumenya 1.000 mL. Jika K_b $NH_4OH = 10^{-5}$, berapakah *p*H larutan? (A_r N = 14, H = 1, dan Cl = 35,5)

BAB 8

Kelarutan Garam Sukar Larut



Gambar Larutan

Tujuan Pembelajaran:

Setelah mempelajari bab ini, Anda diharapkan mampu:

1. Menjelaskan kesetimbangan dalam larutan jenuh atau larutan garam yang sukar larut.
2. Menuliskan ungkapan berbagai K_{sp} elektrolit yang sukat larut dalam air.
3. Menghitung kelarutan suatu elektrolit yang sukar larut berdasarkan data harga K_{sp} atau sebaliknya.
4. Menjelaskan pengaruh penambahan ion senama dalam larutan dan penerapannya.
5. Menjelaskan hubungan harga K_{sp} dengan *p*H.
6. Memperkirakan terbentuknya endapan berdasarkan harga K_{sp}.

Kata Kunci

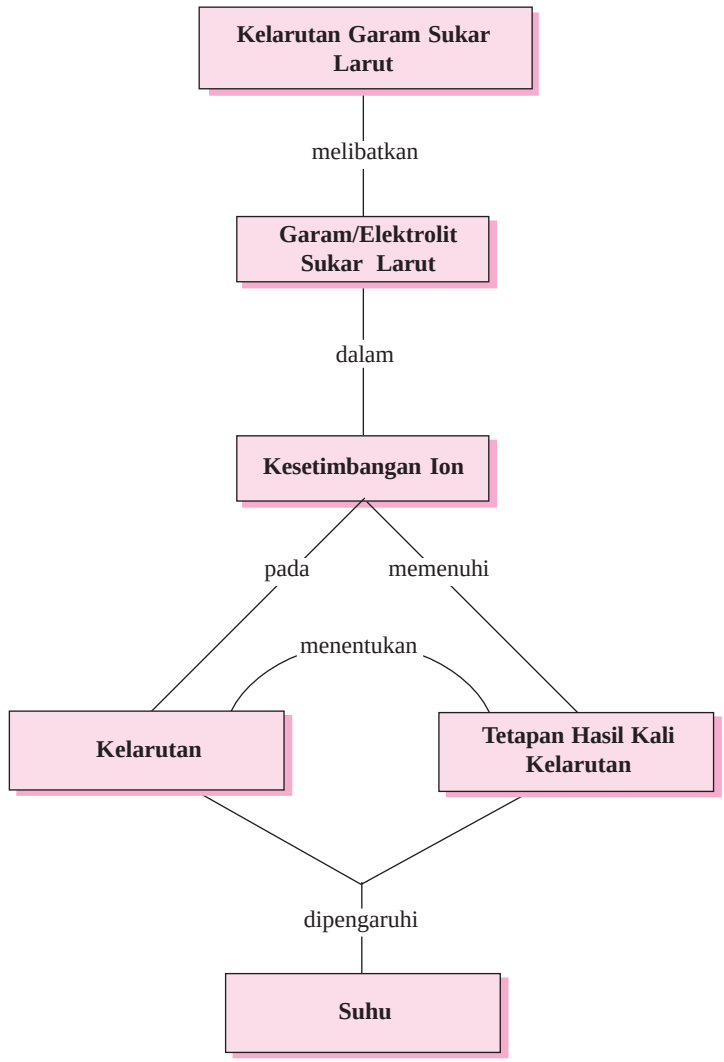
Kelarutan, tetapan hasil kali kelarutan (K_{sp}), larutan jenuh, mengendap, konsentrasi.

Pengantar

Jika Anda memasukkan satu sendok gula ke dalam segelas air, kemudian Anda aduk, apa yang terjadi? Ya, gulanya larut dalam air. Tetapi jika Anda tambahkan lagi gula lalu diaduk, kemudian tambah gula lagi dan diaduk, begitu seterusnya, maka apa yang terjadi? Ya, larutan akan mencapai jenuh dan tidak dapat melarutkan gula lagi.

Peta Konsep

Kelarutan Garam Sukar Larut



8.1 Kelarutan (*Solubility*)

Istilah **kelarutan** (*solubility)* digunakan untuk menyatakan jumlah maksimal zat yang dapat larut dalam sejumlah tertentu pelarut. Kelarutan (khususnya untuk zat yang sukar larut) dinyatakan dalam satuan mol.L^{-1}. Jadi, kelarutan (s) sama dengan molaritas (M).

8.2 Tetapan Hasil Kali Kelarutan (K_{sp})

Dalam suatu larutan jenuh dari suatu elektrolit yang sukar larut, terdapat kesetimbangan antara zat padat yang tidak larut dan ion-ion zat itu yang larut.

$$M_xA_y(s) \rightleftharpoons x\,M^{y+}(aq) + y\,A^{x-}(aq)$$

Karena zat padat tidak mempunyai molaritas, maka tetapan kesetimbangan reaksi di atas hanya melibatkan ion-ionnya saja, dan tetapan kesetimbangannya disebut *tetapan hasil kali kelarutan* (K_{sp}) (James E. Brady, 1990).

$$K_{sp} = [M^{y+}]^x\,[A^{x-}]^y$$

Contoh 8.1

Tuliskan rumus tetapan hasil kali kelarutan untuk senyawa $Mg(OH)_2$!

Jawab:

$Mg(OH)_2$ dalam larutan akan terurai menjadi ion-ionnya,

$Mg(OH)_2(s) \rightleftharpoons Mg^{2+}(aq) + 2\,OH^-(aq)$

maka dari rumus umum K_{sp} diperoleh $K_{sp} = [Mg^{2+}][OH^-]^2$

Latihan 8.1

Untuk senyawa-senyawa berikut ini, tuliskan persamaan tetapan hasil kali kelarutannya!

a. AgCN
b. $Mn(OH)_2$
c. $AgIO_3$
d. Ag_2CO_3
e. $BaSO_4$

8.3 Hubungan Kelarutan (*s*) dengan Tetapan Hasil Kali Kelarutan(K_{sp})

Oleh karena *s* dan K_{sp} sama-sama dihitung pada larutan jenuh, maka antara *s* dan K_{sp} ada hubungan yang sangat erat. Jadi, nilai K_{sp} ada keterkaitannya dengan nilai *s*.

Secara umum hubungan antara kelarutan (*s*) dengan tetapan hasil kali kelarutan (K_{sp}) untuk larutan elektrolit A_xB_y dapat dinyatakan sebagai berikut.

$$\underset{s}{A_xB_y(s)} \rightleftharpoons \underset{xs}{x\,A^{y+}(aq)} + \underset{ys}{y\,B^{x-}(aq)}$$

$$K_{sp} = [A^{y+}]^x[B^{x-}]^y$$
$$= (xs)^x\,(ys)^y$$

$$\boldsymbol{K_{sp} = x^x y^y s^{(x+y)}}$$

Keenan, Kimia untuk Universitas Jilid 2, Erlangga, 1992.

Contoh 8.2

Pada suhu tertentu, kelarutan $AgIO_3$ adalah 2×10^{-6} mol/L, tentukan harga tetapan hasil kali kelarutannya!

Jawab:

$$\underset{s}{AgIO_3} \rightleftharpoons \underset{s}{Ag^+} + \underset{s}{IO_3^-}$$

konsentrasi ion Ag^+ = konsentrasi ion IO_3^- = *s* = kelarutan $AgIO_3 = 2 \times 10^{-6}$ mol/L

$K_{sp} = [Ag^+][IO_3^-]$
$= (s)(s)$
$= (2 \times 10^{-6})(2 \times 10^{-6}) = 4 \times 10^{-12}$

Contoh 8.3

Harga K_{sp} Ag_2S adalah 10^{-49}, berapa kelarutan senyawa ini dalam air?

Jawab:

$$\underset{s}{Ag_2S} \rightleftharpoons \underset{2s}{2\,Ag^+} + \underset{s}{S^{2-}}$$

$K_{sp} = [Ag^+]^2[S^{2-}]$
$= (2s)^2\,(s)$
$= 4s^3$
$10^{-49} = 4s^3$

$$s = \sqrt[3]{\frac{10^{-49}}{4}} = 2{,}92 \times 10^{-17}$$

maka kelarutan Ag_2S sebesar $2{,}92 \times 10^{-17}$ *M*.

Latihan 8.2

1. Hitunglah kelarutan dari masing-masing garam perak berikut.
 a. AgCl ($K_{sp} = 10^{-10}$)
 b. AgBr ($K_{sp} = 5 \times 10^{-13}$)
 c. Ag_2CO_3 ($K_{sp} = 5 \times 10^{-13}$)
2. Jika K_{sp} $CaCO_3 = 2{,}5 \times 10^{-9}$, berapa gram $CaCO_3$ ($M_r = 100$) yang terkandung dalam 500 mL larutan jenuh?
3. Hitunglah konsentrasi ion perak dan ion kromat dalam larutan jenuh Ag_2CrO_4 ($K_{sp} = 4 \times 10^{-12}$)!
4. Hitunglah kelarutan $SrCO_3$ bila $K_{sp}SrCO_3 = 5{,}4 \times 10^{-10}$!
5. Kelarutan perak bikromat ($Ag_2Cr_2O_7$; Ar Ag = 108, Cr = 52, dan O = 16) pada suhu 15 °C adalah $8{,}3 \times 10^{-3}$ gram dalam 100 mL air. Tentukan K_{sp} $Ag_2Cr_2O_7$!

8.4 Pengaruh Ion Senama terhadap Kelarutan

Dalam larutan jenuh Ag_2CrO_4 terdapat kesetimbangan antara Ag_2CrO_4 padat dengan ion Ag^+ dan ion CrO_4^{2-}.

$$Ag_2CrO_4(s) \rightleftharpoons 2\,Ag^+(aq) + CrO_4^{2-}(aq)$$

Apa yang terjadi jika ke dalam larutan jenuh tersebut ditambahkan larutan $AgNO_3$ atau larutan K_2CrO_4? Penambahan larutan $AgNO_3$ atau K_2CrO_4 akan memperbesar konsentrasi ion Ag^+ atau ion CrO_4^{2-} dalam larutan.

$$AgNO_3(aq) \longrightarrow Ag^+(aq) + NO_3^-(aq)$$

$$K_2CrO_4(aq) \longrightarrow 2\,K^+(aq) + CrO_4^{2-}(aq)$$

Sesuai asas Le Chatelier tentang pergeseran kesetimbangan, penambahan konsentrasi ion Ag^+ atau ion CrO_4^{2-} akan menggeser kesetimbangan ke kiri. Akibatnya jumlah Ag_2CrO_4 yang larut menjadi berkurang. Jadi dapat disimpulkan bahwa *ion senama memperkecil kelarutan* (Keenan, 1992).

Contoh 8.4

Kelarutan Ag_2CrO_4 dalam air adalah 10^{-4} *M*. Hitunglah kelarutan Ag_2CrO_4 dalam larutan K_2CrO_4 0,01 *M*!

Jawab:

K_{sp} $Ag_2CrO_4 = 4\,s^3 = 4(10^{-4})^3 = 4 \times 10^{-12}$

K_{sp} $Ag_2CrO_4 = [Ag^+]^2\,[CrO_4^{2-}]$

$4 \times 10^{-12} = [Ag^+]^2 \times 10^{-2}$

$[Ag^+] = 2 \times 10^{-5}\ M$

$$Ag_2CrO_4 \longrightarrow 2\,Ag^+ + CrO_4^{2-}$$

Kelarutan $Ag_2CrO_4 = \frac{1}{2} \times 2 \times 10^{-5} = 10^{-5}\ M$

Jadi, kelarutan Ag_2CrO_4 dalam larutan K_2CrO_4 adalah 10^{-5} *M*.

Latihan 8.3

1. Kelarutan Ag_2CrO_4 dalam air adalah 10^{-4} *M*. Hitunglah kelarutan Ag_2CrO_4 dalam larutan $AgNO_3$ 0,01 *M*!
2. Diketahui K_{sp} $Fe(OH)_2 = 8 \times 10^{-16}$. Tentukan kelarutan $Fe(OH)_2$ dalam:
 a. air murni
 b. larutan NaOH 0,01 *M*
3. Hitunglah kelarutan Ag_2SO_4 ($K_{sp} = 1{,}5 \times 10^{-5}$) dalam:
 a. 0,2 M $AgNO_3$
 b. 0,2 M Na_2SO_4
4. Hitunglah kelarutan $BaCrO_4$ ($K_{sp} = 2 \times 10^{-10}$) dalam:
 a. air murni
 b. Na_2CrO_4 $1{,}5 \times 10^{-3}$ *M*
5. Hitunglah kelarutan $SrCO_3$ ($K_{sp} = 5{,}4 \times 10^{-10}$) dalam:
 a. air murni
 b. 0,5 *M* $Sr(NO_3)_2$

8.5 Hubungan K_{sp} dengan *p*H

Harga *p*H sering digunakan untuk menghitung K_{sp} suatu basa yang sukar larut. Sebaliknya, harga K_{sp} suatu basa dapat digunakan untuk menentukan *p*H larutan (James E. Brady, 1990).

Contoh 8.5

Jika larutan $MgCl_2$ 0,3 *M* ditetesi larutan NaOH, pada pH berapakah endapan $Mg(OH)_2$ mulai terbentuk? (K_{sp} $Mg(OH)_2 = 3 \times 10^{-11}$)

Jawab:

K_{sp} $Mg(OH)_2$ = $[Mg^{2+}]$ $[OH^-]^2$
3×10^{-11} = 3×10^{-11} $[OH^-]^2$
$[OH^-]^2$ = 10^{-10}
$[OH^-]$ = 10^{-5} *M*
*p*OH = 5
*p*H = 14 – *p*OH
*p*H = 14 – 5 = 9

Latihan 8.4

1. Berapa gram $Zn(OH)_2$ (M_r = 100) yang dapat terlarut dalam 10 liter larutan dengan *p*H = 9? ($K_{sp} = 5 \times 10^{-16}$)
2. Larutan jenuh $Mg(OH)_2$ mempunyai *p*H = 9. Tentukan harga K_{sp} $Mg(OH)_2$ tersebut!
3. Kelarutan $Fe(OH)_2$ dalam air sebesar 2×10^{-14}. Berapakah kelarutan $Fe(OH)_2$ dalam larutan yang mempunyai *p*H = 12 + log 2?
4. Apakah terbentuk endapan $Cu(OH)_2$ ketika 1,12 gram KOH (A_r K = 39, O = 16, dan H = 1) dimasukkan dalam 1 liter $Cu(NO_3)_2$ 10^{-3} *M* (K_{sp} $Cu(OH)_2 = 2 \times 10^{-20}$)?
5. Larutan jenuh $Ca(OH)_2$ mempunyai *p*H = 12. Tentukan K_{sp} $Ca(OH)_2$!

8.6 Penggunaan Konsep K_{sp} dalam Pemisahan Zat

Harga K_{sp} suatu elektrolit dapat dipergunakan untuk memisahkan dua atau lebih larutan yang bercampur dengan cara pengendapan. Proses pemisahan ini dengan menambahkan suatu larutan elektrolit lain yang dapat berikatan dengan ion-ion dalam campuran larutan yang akan dipisahkan. Karena setiap larutan mempunyai kelarutan yang berbeda-beda, maka secara otomatis ada larutan yang mengendap lebih dulu dan ada yang mengendap kemudian, sehingga masing-masing larutan dapat dipisahkan dalam bentuk endapannya.
Misalnya pada larutan jenuh *MA* berlaku persamaan:

$K_{sp} = [M^+]\,[A^-]$

Jika larutan itu belum jenuh (*MA* yang terlarut masih sedikit), sudah tentu harga $[M^+][A^-]$ lebih kecil daripada harga K_{sp}. Sebaliknya jika $[M^+][A^-]$ lebih besar daripada Ksp, hal ini berarti larutan itu lewat jenuh, sehingga *MA* akan mengendap.

- Jika $[M^+]\,[A^-] < K_{sp}$, maka larutan belum jenuh (tidak terjadi endapan).
- Jika $[M^+]\,[A^-] = K_{sp}$, maka larutan tepat jenuh (tidak terjadi endapan).
- Jika $[M^+]\,[A^-] > K_{sp}$, maka larutan lewat jenuh (terjadi endapan).

Contoh 8.6

Jika dalam suatu larutan terkandung $Pb(NO_3)_2$ 0,05 *M* dan HCl 0,05 *M*, dapatkah terjadi endapan $PbCl_2$? (K_{sp} $PbCl_2 = 6{,}25 \times 10^{-5}$)

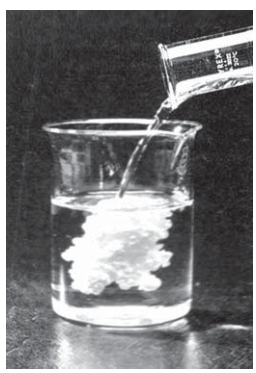
Jawab:

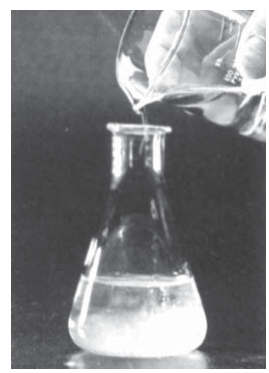
$[Pb^{2+}] = 0{,}05\ M$
$[Cl^-] = 0{,}05\ M$
$[Pb^{2+}]\,[Cl^-]^2 = 0{,}05 \times (0{,}05)^2$
$= 1{,}25 \times 10^{-4}$

Oleh karena $[Pb^{2+}][Cl^-]^2 > K_{sp}$ $PbCl_2$, maka $PbCl_2$ dalam larutan itu akan mengendap.

Latihan 8.5

1. Tentukan konsentrasi minimum ion Ag^+ yang diperlukan untuk mengendapkan AgCl (K_{sp} AgCl = 2×10^{-10}) dari masing-masing larutan berikut.
 a. NaCl 0,1 *M*
 b. $CaCl_2$ 0,1 *M*
2. Sebanyak 200 mL larutan $AgNO_3$ 0,02 *M* dicampurkan dengan 300 mL larutan $Al_2(SO_4)_3$ 0,05 *M*. Jika K_{sp} $Ag_2SO_4 = 1{,}5 \times 10^{-5}$, apakah Ag_2SO_4 yang terbentuk akan mengendap?
3. Periksalah apakah terjadi endapan CaF_2, bila 100 mL larutan $Ca(NO_3)_2$ 0,3 *M* direaksikan dengan 200 mL larutan NaF 0,06 *M* (K_{sp} $CaF_2 = 3{,}2 \times 10^{-11}$)!
4. Periksalah apakah terbentuk endapan PbI_2, bila 200 mL larutan $Pb(NO_3)_2$ 0,1 *M* dicampur dengan 300 mL larutan NaI 0,1 *M* (K_{sp} $PbI_2 = 7{,}9 \times 10^{-9}$)!
5. Sebanyak 20 mL larutan Na_2CrO_4 0,5 M dicampur dengan 20 mL larutan $Pb(NO_3)_2$ 0,2 *M*. Hitunglah konsentrasi ion Pb^{2+} dalam larutan (K_{sp} $PbCrO_4 = 2 \times 10^{-13}$)!





Gambar Endapan PbI_2(kiri) dan endapan CaF_2(kanan). Sumber: *Chemistry, The Moleculer Nature of Matter And Change*, Martin S. Silberberg, 2000.

Latihan 8.6

1. Dalam 2 liter larutan jenuh terlarut 150 mg barium oksalat, BaC_2O_4 (A_r Ba = 137, C = 12, dan O = 16). Hitunglah K_{sp} barium oksalat tersebut!
2. Tentukan kelarutan PbI_2 ($K_{sp} = 1{,}6 \times 10^{-5}$) dalam larutan $Pb(NO_3)_2$!
3. Kelarutan Ag_3PO_4 dalam air adalah *a* mol/liter. Tentukan harga K_{sp} dari Ag_3PO_4 tersebut!
4. Kelarutan PbI_2 dalam air adalah $1{,}5 \times 10^{-3}$ molar. Berapakah tetapan hasil kali kelarutan PbI_2 tersebut?
5. Jika larutan $MgCl_2$ 2×10^{-3} M dinaikkan *p*H-nya, maka pada *p*H berapakah endapan $Mg(OH)_2$ mulai terbentuk? (K_{sp} $Mg(OH)_2 = 2 \times 10^{-11}$)

Rangkuman

1. Kelarutan menyatakan jumlah maksimum zat yang dapat larut dalam sejumlah tertentu pelarut.
2. Tetapan hasil kali kelarutan (K_{sp}) adalah hasil perkalian konsentrasi ion-ion dalam larutan jenuh, masing-masing dipangkatkan dengan koefisien ionisasinya
3. Penambahan ion senama akan memperkecil kelarutan.
4. Kelarutan juga dipengaruhi oleh *p*H.
5. Pengendapan terjadi jika harga K_{sp} terlampaui.
6. Larutan jenuh adalah larutan di mana penambahan sedikit zat terlarut sudah tidak dapat melarut lagi.

Uji Kompetensi

I. Berilah tanda silang (X) huruf A, B, C, D, atau E pada jawaban yang paling benar!

1. Diketahui:
 K_{sp} AgCN = $1{,}2 \times 10^{-16}$ mol.L^{-1}
 K_{sp} $Mg(OH)_2$ = $1{,}2 \times 10^{-12}$ mol.L^{-1}
 K_{sp} $AgIO_3$ = 4×10^{-12} mol. L^{-1}
 K_{sp} $Mn(OH)_2$ = $1{,}9 \times 10^{-13}$ mol. L^{-1}
 K_{sp} AgBr = 5×10^{-13} mol.L^{-1}
 Dari data di atas, senyawa yang paling besar kelarutannya dalam air adalah … .
 A. AgCN
 B. $Mg(OH)_2$
 C. $AgIO_3$
 D. $Mn(OH)_2$
 E. AgBr

2. Jika hasil kali kelarutan (K_{sp}) Ag_2SO_4 = $3{,}2 \times 10^{-5}$ mol/liter, maka kelarutannya dalam 1 liter air adalah … .
 A. 2×10^{-5} mol
 B. 2×10^{-3} mol
 C. $1 \times 10^{-2,5}$ mol
 D. 1×10^{-2} mol
 E. 4×10^{-2} mol

3. Di dalam suatu larutan terdapat ion X^{2+}, Y^{2+}, dan Z^{2+} dengan konsentrasi masing-masing 0,1 *M*. Ke dalam larutan ini ditambahkan NaOH padat, sehingga *p*H larutan menjadi 8. Berdasarkan data:
 K_{sp} $X(OH)_2$ = $2{,}8 \times 10^{-10}$
 K_{sp} $Y(OH)_2$ = $4{,}5 \times 10^{-11}$
 K_{sp} $Z(OH)_2$ = $1{,}6 \times 10^{-14}$
 maka hidroksida yang mengendap adalah … .
 A. $X(OH)_2$
 B. $Y(OH)_2$
 C. $Z(OH)_2$
 D. $X(OH)_2$ dan $Y(OH)_2$
 E. $Y(OH)_2$ dan $Z(OH)_2$

4. Diketahui K_{sp} $CaCO_3$ = $4{,}0 \times 10^{-10}$ dan M_r $CaCO_3$ = 100. Kelarutan garam $CaCO_3$ dalam tiap 200 mL larutan adalah … .
 A. 2×10^{-3} gram
 B. 4×10^{-4} gram
 C. 2×10^{-5} gram
 D. 4×10^{-6} gram
 E. 8×10^{-8} gram

5. Dalam satu liter larutan terdapat campuran garam $CuCl_2$, $MgCl_2$, dan $BaCl_2$ yang masing-masing konsentrasinya 0,01 *M*. Jika ditambahkan 53 gram Na_2CO_3, maka garam yang mengendap adalah … .

 (M_r Na_2CO_3 = 106; K_{sp} $MgCO_3$ = 4×10^{-5}, $CuCO_3$ = $2{,}5 \times 10^{-10}$, dan $BaCO_3$ = $1{,}0 \times 10^{-9}$ pada suhu 25 °C)

 A. $MgCO_3$
 B. $CuCO_3$
 C. $MgCO_3$ dan $CuCO_3$
 D. $CuCO_3$ dan $BaCO_3$
 E. $MgCO_3$ dan $CuCO_3$

6. Pada suhu tertentu, 0,35 g BaF_2 (M_r = 175) melarut dalam air murni membentuk 1 L larutan jenuh. Hasil kali kelarutan BaF_2 pada suhu ini adalah … .

 A. $1{,}7 \times 10^{-2}$
 B. $3{,}2 \times 10^{-6}$
 C. $3{,}2 \times 10^{-8}$
 D. $3{,}2 \times 10^{-9}$
 E. $4{,}0 \times 10^{-9}$

7. Jika konsentrasi Ca^{2+} dalam larutan jenuh CaF_2 = 2×10^{-4} mol/L, maka hasil kali kelarutan CaF_2 adalah … .

 A. $8{,}0 \times 10^{-8}$
 B. $3{,}2 \times 10^{-11}$
 C. $1{,}6 \times 10^{-11}$
 D. $2{,}0 \times 10^{-12}$
 E. $4{,}0 \times 10^{-12}$

8. Garam dengan kelarutan paling besar adalah … .

 A. AgCl, $K_{sp} = 10^{-10}$
 B. AgI, $K_{sp} = 10^{-16}$
 C. Ag_2CrO_4, $K_{sp} = 3{,}2 \times 10^{-12}$
 D. Ag_2S, $K_{sp} = 1{,}6 \times 10^{-49}$
 E. $Ag_2C_2O_4$, $K_{sp} = 1{,}1 \times 10^{-11}$

9. Jika kelarutan CaF_2 dalam air sama dengan *s* mol/L, maka nilai K_{sp} garam ini adalah … .

 A. $\frac{1}{4}\ s^3$
 B. $\frac{1}{2}\ s^3$
 C. s^3
 D. $2\ s^3$
 E. $4\ s^3$

10. Larutan jenuh $X(OH)_2$ mempunyai *p*H = 9, hasil kali kelarutan dari $X(OH)_2$ adalah
 A 10^{-10}
 B. $5{,}0 \times 10^{-11}$
 C. 10^{-15}
 D. $5{,}0 \times 10^{-16}$
 E. 10^{-18}

11. Kelarutan garam AgCl bertambah kecil dalam larutan … .
 A. NaCl dan NaCN
 B. NaCN dan $AgNO_3$
 C. $AgNO_3$ dan NH_4OH
 D. NaCl dan $AgNO_3$
 E. NH_4OH pekat

12. Kelarutan $PbSO_4$ dalam air adalah $1{,}4 \times 10^{-4}$ *M* pada suhu 30 °C. Bila dilarutkan dalam K_2SO_4 0,05 *M*, maka kelarutan $PbSO_4$ menjadi … .
 A. $1{,}0 \times 10^{-8}$ *M*
 B. $0{,}2 \times 10^{-6}$ *M*
 C. $0{,}4 \times 10^{-6}$ *M*
 D. $1{,}2 \times 10^{-5}$ *M*
 E. $1{,}4 \times 10^{-4}$ *M*

13. Kelarutan Ag_3PO_4 dalam air adalah *a* mol/L, hasil kali kelarutannya adalah … .
 A. $27a^4$
 B. $3a^3$
 C. a^4
 D. $9a^3$
 E. $32a^3$

14. Diketahui: K_{sp} AgCl = 1×10^{-10}, K_{sp} AgBr = 1×10^{-13}, K_{sp} AgI = 1×10^{-16}. Jika *s* menyatakan kelarutan dalam mol/L, maka … .
 A. $s_{AgI} > s_{AgBr} > s_{AgCl}$
 B. $s_{AgI} < s_{AgBr} < s_{AgCl}$
 C. $s_{AgI} < s_{AgBr} > s_{AgCl}$
 D. $s_{AgI} = s_{AgBr} < s_{AgCl}$
 E. $s_{AgI} > s_{AgBr} < s_{AgCl}$

15. Banyak mol $MgCl_2$ yang harus ditambahkan ke dalam satu liter larutan NaOH dengan *p*H = 12, agar didapatkan larutan yang jenuh dengan $Mg(OH)_2$ bila K_{sp} $Mg(OH)_2 = 10^{-11}$ adalah … .
 A. 10^{-11} mol
 B. 10^{-10} mol
 C. 10^{-9} mol
 D. 10^{-8} mol
 E. 10^{-7} mol

16. Larutan jenuh senyawa hidroksida $M(OH)_3$ mempunyai *p*H = 9,0, harga K_{sp} senyawa ini adalah … .
 A. $3{,}3 \times 10^{-21}$
 B. $3{,}0 \times 10^{-20}$
 C. $1{,}0 \times 10^{-10}$
 D. $3{,}0 \times 10^{-36}$
 E. $3{,}3 \times 10^{-37}$
17. Tetapan hasil kali kelarutan magnesium hidroksida adalah 2×10^{-11}. Jika *p*H dari suatu $MgCl_2$ dengan konsentrasi 2×10^{-3} molar dinaikkan, maka akan mulai terjadi endapan pada *p*H
 A. 8
 B. 9
 C. 10
 D. 11
 E. 12
18. Kelarutan AgCl yang paling besar terdapat di dalam … .
 A. air murni dingin
 B. larutan 0,1 *M* $AgNO_3$
 C. larutan 0,1 *M* NaCl
 D. larutan 0,1 *M* KCl
 E. air murni panas
19. Suatu larutan mengandung $PbSO_4$ jenuh dengan K_{sp} $PbSO_4 = 1{,}2 \times 10^{-10}$. Jika larutan diencerkan 100 kali, maka daya melarut $PbSO_4$ adalah … .
 A. $1{,}2 \times 10^{-10}$ mol/L
 B. $1{,}1 \times 10^{-12}$ mol/L
 C. $1{,}1 \times 10^{-5}$ mol/L
 D. $1{,}2 \times 10^{-7}$ mol/L
 E. $1{,}2 \times 10^{-8}$ mol/L
20. Suatu larutan jenuh dengan AgCl, K_{sp} $AgCl = 10^{-10}$. Jika larutan itu diberi NaCl hingga kadarnya 10^{-3} molar, maka kelarutan AgCl adalah … .
 A. 10^{-7} mol/L
 B. 10^{-5} mol/L
 C. 10^{-3} mol/L
 D. 10^{-13} mol/L
 E. 10^{-10} mol/L

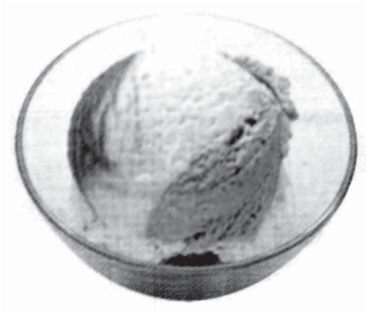
II. Kerjakan soal-soal berikut ini dengan benar!

1. Sebanyak 100 mL larutan jenuh MgF_2 pada suhu 18 °C diuapkan dan diperoleh 7,6 gram MgF_2. Hitunglah K_{sp} MgF_2 pada suhu 18 °C! (A_r Mg = 24 dan F = 19)
2. Diketahui K_{sp} Ag_2CrO_4 pada suhu 25 °C sebesar $2{,}4 \times 10^{-12}$. Berapakah kelarutan molar Ag_2CrO_4 pada 25 °C?

3. Periksalah dengan perhitungan, apakah terbentuk endapan $Ca(OH)_2$, jika 10 mL larutan $CaCl_2$ 0,2 *M* dicampur dengan 10 mL larutan NaOH 0,2 *M* (K_{sp} $Ca(OH)_2$ = 8×10^{-6})?
4. Diketahui kelarutan Ag_2CrO_4 dalam air murni adalah $8{,}43 \times 10^{-3}$ mol.L^{-1} pada suhu 25 °C. Tentukan kelarutan Ag_2CrO_4 itu dalam larutan $AgNO_3$ 0,1 *M* ($K_{sp}Ag_2CrO_4$ = $2{,}4 \times 10^{-12}$)!
5. Tentukan hasil kali kelarutan $BaSO_4$ pada suhu 25 °C, jika kelarutannya adalah $1{,}1 \times 10^{-5}$ mol!
6. Tentukan hasil kali kelarutan Ag_2CrO_4, jika kelarutan pada suhu 25 °C adalah $6{,}5 \times 10^{-5}$ *M*!
7. Tentukan kelarutan AgCl dalam larutan NaCl ditambah AgCl yang memiliki K_{sp} = $1{,}78 \times 10^{-10}$!
8. Tentukan K_{sp} jika kelarutan $CaSO_4$ adalah 13,6 gram/liter pada suhu 160 °C!
9. Tentukan kelarutan AgBr, jika K_{sp} AgBr pada suhu 75 °C adalah $4{,}9 \times 10^{-11}$!
10. Suatu larutan mengandung $Pb(NO_3)_2$, $Mn(NO_3)_2$, dan $Zn(NO_3)_2$ masing-masing 0,01 M. Pada larutan ini ditambahkan NaOH, sehingga *p*H menjadi 8. Berdasarkan data: K_{sp} $Pb(OH_3)_2$ = 3×10^{-15}, K_{sp} $Mn(OH_3)_2$ = 5×10^{-14}, dan K_{sp} $Zn(OH_3)_2$ = 5×10^{-16}, tentukan hidroksida-hidroksida yang mengendap!

BAB 9

Sistem Koloid



Tujuan Pembelajaran:

Setelah mempelajari bab ini, Anda diharapkan mampu:

1. Menjelaskan pengertian sistem koloid.
2. Membedakan antara larutan sejati, koloid, dan suspensi.
3. Menentukan komponen penyusun sistem koloid.
4. Menyebutkan jenis-jenis sistem koloid.
5. Menjelaskan masing-masing jenis sistem koloid.
6. Menjelaskan penerapan sistem koloid dalam kehidupan sehari-hari.
7. Menyebutkan sifat-sifat sistem koloid.
8. Menjelaskan proses pengolahan air bersih dengan menggunakan konsep sistem koloid.
9. Menjelaskan pengertian koloid pelindung dan penerapannya dalam kehidupan sehari-hari.
10. Menjelaskan pengertian koloid liofil dan liofob.
11. Menjelaskan pengertian koloid hidrofil dan hidrofob.
12. Menjelaskan proses kerja detergen dalam membersihkan kotoran.
13. Menyebutkan macam-macam cara pembuatan sistem koloid.
14. Membuat sistem koloid dari bahan-bahan yang ada di lingkungan sekitar.

Kata Kunci

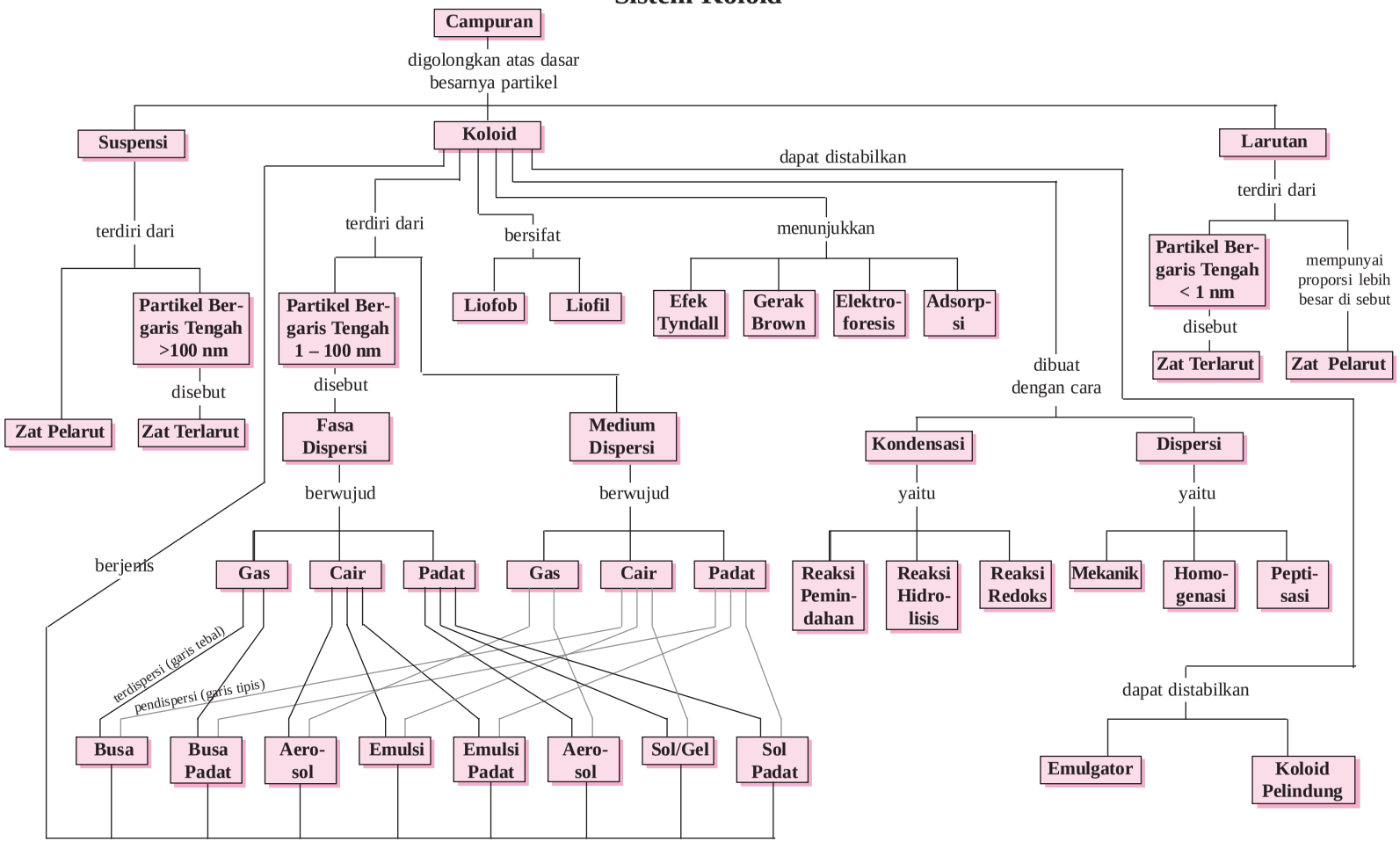
Reaksi netralisasi, garam, hidrolisis, kation, anion, hidrolisis parsial.

Pengantar

Dalam kehidupan sehari-hari kita sering bahkan selalu menggunakan bahan-bahan kimia, seperti sabun, minyak wangi, pasta gigi, dan lain-lain. Bahan-bahan kimia tersebut tidak dalam bentuk padatan maupun larutan, tetapi dalam bentuk antara padatan dan larutan yang disebut *koloid*. Sistem koloid perlu kita pelajari karena berkaitan erat dengan hidup dan kehidupan kita sehari – hari. Cairan tubuh, seperti darah adalah sistem koloid; bahan makanan, seperti susu, keju, nasi dan roti adalah sistem koloid; cat, berbagai jenis obat, bahan kosmetik, tanah pertanian juga merupakan sistem koloid.

Peta Konsep

Sistem Koloid



9.1 Pengertian Sistem Koloid

Apabila kita mencampurkan gula dengan air, ternyata gula larut dan kita memperoleh *larutan* gula. Di dalam larutan, zat terlarut tersebar dalam bentuk partikel yang sangat kecil, sehingga tidak dapat dibedakan lagi dari mediumnya walaupun menggunakan mikroskop ultra. Larutan bersifat kontinu dan merupakan sistem satu fasa (homogen). Ukuran partikel zat terlarut kurang dari 1 nm (1 nm = 10^{-9} m). Larutan bersifat stabil (tidak memisah) dan tidak dapat disaring.

Di lain pihak, jika kita mencampurkan tepung terigu dengan air, ternyata tepung terigu tidak larut. Walaupun campuran ini diaduk, lambat laun tepung terigu akan memisah (mengalami sedimentasi). Campuran seperti ini kita sebut *suspensi*. Suspensi bersifat heterogen dan tidak kontinu, sehingga merupakan sistem dua fasa. Ukuran partikel tersuspensi lebih besar dari 100 nm. Suspensi dapat dipisahkan dengan penyaringan.

Selanjutnya, jika kita mencampurkan susu (misalnya, susu instan) dengan air, ternyata susu "larut" tetapi "larutan" itu tidak bening melainkan keruh. Jika didiamkan, campuran itu tidak memisah dan juga tidak dapat disaring (hasil penyaringan tetap keruh). Secara makroskopis campuran ini tampak homogen. Akan tetapi, jika diamati dengan mikroskop ultra, ternyata masih dapat dibedakan partikel-partikel susu yang tersebar di dalam air. Campuran seperti inilah yang disebut *koloid.* Ukuran partikel koloid berkisar antara 1 nm – 100 nm. Jadi, koloid tergolong campuran heterogen dan merupakan sistem dua fasa.

Sumber: *General Chemistry, Principles & Structure*, James E. Brady, 1990.

9.2 Komponen Penyusun Koloid

Sistem koloid tersusun atas dua komponen, yaitu fasa terdispersi dan medium dispersi atau fasa pendispersi. Fasa terdispersi bersifat diskontinu (terputus-putus), sedangkan medium dispersi bersifat kontinu. Pada campuran susu dengan air yang disebut di atas, fasa terdispersi adalah susu, sedangkan medium dispersi adalah air. Perbandingan sifat antara larutan, koloid, dan suspensi disimpulkan dalam tabel 9.1 berikut ini.

Tabel 9.1. Perbandingan Sifat Larutan, Koloid, dan Suspensi

Larutan (Dispersi Molekuler)	Koloid (Dispersi Koloid)	Suspensi (Dispersi Kasar)
1) Homogen, tak dapat dibedakan walaupun menggunakan mikroskop ultra 2) Semua partikel berdimensi (panjang, lebar, atau tebal) kurang dari 1 nm 3) Satu fasa 4) Stabil 5) Tidak dapat disaring Contoh: larutan gula, larutan garam, spiritus, alkohol 70%, larutan cuka, air laut, udara yang bersih, dan bensin	1) Secara makroskopis bersifat homogen, tetapi heterogen jika diamati dengan mikroskop ultra 2) Partikel berdimensi antara 1 nm sampai 100 nm 3) Dua fasa 4) Pada umumnya stabil 5) Tidak dapat disaring, kecuali dengan penyaringan ultra Contoh: sabun, susu, santan, jeli, selai, mentega, dan mayones	1) Heterogen 2) Salah satu atau semua dimensi partikelnya lebih besar dari 100 nm 3) Dua fasa 4) Tidak stabil 5) Dapat disaring Contoh: air sungai yang keruh, campuran air dengan pasir, campuran kopi dengan air, dan campuran minyak dengan air

9.3 Jenis-jenis Koloid

Telah kita ketahui bahwa sistem koloid terdiri atas dua fasa, yaitu fasa terdispersi dan fasa pendispersi (medium dispersi). Sistem koloid dapat dikelompokkan berdasarkan jenis fasa terdispersi dan fasa pendispersinya.

Koloid yang mengandung fasa terdispersi padat disebut *sol*. Jadi, ada tiga jenis sol, yaitu *sol padat* (padat dalam padat), *sol cair* (padat dalam cair), dan *sol gas* (padat dalam gas). Istilah sol biasa digunakan untuk menyatakan sol cair, sedangkan sol gas lebih dikenal sebagai *aerosol* (aerosol padat). Koloid yang mengandung fasa terdispersi cair disebut *emulsi*. Emulsi juga ada tiga jenis, yaitu *emulsi padat* (cair dalam padat), *emulsi cair* (cair dalam cair), dan *emulsi gas* (cair dalam gas). Istilah emulsi biasa digunakan untuk menyatakan emulsi cair, sedangkan emulsi gas juga dikenal dengan nama *aerosol* (aerosol cair). Koloid yang mengandung fasa terdispersi gas disebut *buih*. Hanya ada dua jenis buih, yaitu *buih padat* dan *buih cair*. Mengapa tidak ada buih gas? Istilah buih biasa digunakan untuk menyatakan buih cair. Dengan demikian ada 8 jenis koloid, seperti yang tercantum pada tabel 9.2.

Sumber: General Chemistry, Principles & Structure, James E. Brady, 1990

Tabel 9.2. Jenis-jenis Koloid

No.	Fasa Terdispersi	Fasa Pendispersi	Nama	Contoh
1.	padat	gas	aerosol	asap (*smoke*), debu di udara
2.	padat	cair	sol	sol emas, sol belerang, tinta, cat
3.	padat	padat	sol padat	gelas berwarna, intan hitam
4.	cair	gas	aerosol	kabut (*fog*)
5.	cair	cair	emulsi	susu, santan, minyak ikan
6.	cair	padat	emulsi padat	jeli, mutiara, opal
7.	gas	cair	buih	buih sabun, krim kocok
8.	gas	padat	buih padat	karet busa, batu apung

A. Aerosol

Sistem koloid dari partikel padat atau cair yang terdispersi dalam gas disebut *aerosol*. Jika zat yang terdispersi berupa zat padat, disebut *aerosol padat*; jika zat yang terdispersi berupa zat cair, disebut *aerosol cair*.

- Contoh aerosol padat: asap dan debu dalam udara.
- Contoh aerosol cair: kabut dan awan.

Dewasa ini banyak produk dibuat dalam bentuk aerosol, seperti semprot rambut (*hair spray*), semprot obat nyamuk, parfum, cat semprot, dan lain-lain. Untuk menghasilkan aerosol diperlukan suatu bahan pendorong (propelan aerosol). Contoh bahan pendorong yang banyak digunakan adalah senyawa *klorofluorokarbon* (CFC) dan karbon dioksida.



Gambar 9.1 Kabut merupakan contoh aerosol cair. Sumber: www.yahooimage.com



Gambar 9.2. Asap dari pembakaran bahan bakar kendaraan merupakan contoh aerosol padat. Sumber: www.yahoo-image.com

B. Sol

Sistem koloid dari partikel padat yang terdispersi dalam zat cair disebut *sol*. Koloid jenis sol banyak kita temukan dalam kehidupan sehari-hari maupun dalam industri.

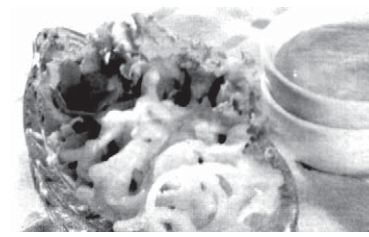
Contoh sol: air sungai (sol dari lempung dalam air), sol sabun, sol detergen, sol kanji, tinta tulis, dan cat.



Gambar 9.3 Air sungai yang mengandung lumpur merupakan contoh sol. Sumber: www.yahooimage.com

C. Emulsi

Sistem koloid dari zat cair yang terdispersi dalam zat cair lain disebut *emulsi*. Syarat terjadinya emulsi ini adalah dua jenis zat cair itu tidak saling melarutkan. Emulsi dapat digolongkan ke dalam dua bagian, yaitu emulsi minyak dalam air (M/A) dan emulsi air dalam minyak (A/M). Dalam hal ini, minyak diartikan sebagai semua zat cair yang tidak bercampur dengan air.



Gambar 9.4 Mayones digunakan untuk campuran makanan salad. Sumber: Nova No. 928, 11/12/2005.

- Contoh emulsi minyak dalam air (M/A): santan, susu, kosmetik pembersih wajah (*milk cleanser*) dan lateks.
- Contoh emulsi air dalam minyak (A/M): mentega, mayones, minyak bumi, dan minyak ikan.

Emulsi terbentuk karena pengaruh suatu pengemulsi (emulgator). Contohnya adalah sabun yang dapat mengemulsikan minyak ke dalam air. Jika campuran minyak dengan air dikocok, maka akan diperoleh suatu campuran yang segera memisah jika didiamkan. Akan tetapi, jika sebelum dikocok ditambahkan sabun atau detergen, maka diperoleh campuran yang stabil yang kita sebut emulsi. Contoh lainnya adalah kasein dalam susu dan kuning telur dalam mayones.

D. Buih

Sistem koloid dari gas yang terdispersi dalam zat cair disebut *buih*. Seperti halnya dengan emulsi, untuk menstabilkan buih diperlukan zat pembuih, misalnya sabun, deterjen, dan protein. Buih dapat dibuat dengan mengalirkan suatu gas ke dalam zat cair yang mengandung pembuih.

Buih digunakan pada berbagai proses, misalnya buih sabun pada pengolahan bijih logam, pada alat pemadam kebakaran, dan lain-lain. Adakalanya buih tidak dikehendaki. Zat-zat yang dapat memecah atau mencegah buih, antara lain eter, isoamil alkohol, dan lain-lain.

E. Gel

Koloid yang setengah kaku (antara padat dan cair) disebut *gel*. Contoh: agar-agar, lem kanji, selai, gelatin, gel sabun, dan gel silika. Gel dapat terbentuk dari suatu sol yang zat terdispersinya mengadsorpsi medium dispersinya, sehingga terjadi koloid yang agak padat.



Gambar 9.5 Agar-agar merupakan jenis gel. Sumber: Nova 916/XVIII, 18/9/2005.

9.4 Koloid dalam Kehidupan Sehari-hari

Dalam kehidupan sehari-hari, kita sering menggunakan bahan-bahan kimia berbentuk koloid. Bahan-bahan kimia tersebut dibuat oleh industri. Mengapa harus koloid? Oleh karena koloid merupakan satu-satunya cara untuk menyajikan suatu campuran dari zat-zat yang tidak saling melarutkan secara "homogen" dan stabil (pada tingkat makroskopis atau tidak mudah rusak).

A. Industri Kosmetik

Bahan kosmetik, seperti foundation, pembersih wajah, sampo, pelembap badan, deodoran umumnya berbentuk koloid yaitu emulsi.



Gambar 9.6 Kosmetik dikemas dalam bentuk koloid. Nova, 928/XVIII, 11/12/2005

B. Industri Tekstil

Pewarna tekstil berbentuk koloid karena mempunyai daya serap yang tinggi, sehingga dapat melekat pada tekstil.

C. Industri Farmasi

Banyak obat-obatan yang dikemas dalam bentuk koloid agar stabil atau tidak mudah rusak.



Gambar 9.7 Obat dikemas dalam bentuk koloid. Sumber: Nova, 915/VIII, 11/9/2005.

D. Industri Sabun dan Detergen

Sabun dan detergen merupakan emulgator untuk membentuk emulsi antara kotoran (minyak) dengan air, sehingga sabun dan detergen dapat membersihkan kotoran, terutama kotoran dari minyak.



Gambar 9.8 Detergen merupakan emulgator untuk membentuk emulsi antara kotoran (minyak) dengan air. Sumber: Nova, 928/VIII, 11/12/2005.

E. Industri Makanan

Banyak makanan dikemas dalam bentuk koloid untuk kestabilan dalam jangka waktu cukup lama. Dapatkah Anda menyebutkan contoh koloid dalam industri makanan?



Gambar 9.9 Kecap dan saus dalam bentuk koloid. Sumber: Nova, 815/XVI, 12/10/2003.

Latihan 9.1

1. Apakah yang dimaksud dengan sistem koloid itu?
2. Jelaskan komponen-komponen penyusun koloid!
3. Buatlah tabel yang berisi 8 jenis koloid, fasa terdispersi, fasa pendispersi, dan contohnya masing-masing!
4. Tentukan jenis koloid dari:
 b. asap
 c. kabut
 d. cat
 e. mutiara
 f. lem kanji
 f. batu apung
 g. tinta
 h. air sungai
 i. agar-agar
 j. air sabun
 k. mayones
 l. air susu
 m. buih sabun
 n. awan
 o minyak ikan
5. Sebutkan contoh koloid yang Anda jumpai dalam bidang:
 a. industri kosmetik
 b. industri makanan
 c. industri sabun dan detergen
 d. industri farmasi

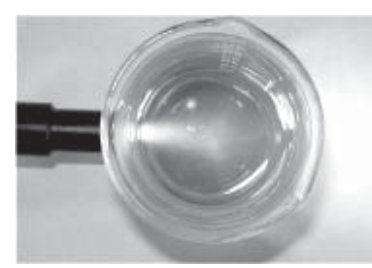
9.5 Sifat-sifat Sistem Koloid

A. Efek Tyndall

Bagaimanakah cara mengenali sistem koloid? Salah satu cara yang sangat sederhana adalah dengan menjatuhkan seberkas cahaya (transparan), sedangkan koloid menghamburkannya. Oleh karena itu, berkas cahaya yang melalui koloid dapat diamati dari arah samping, walaupun partikel koloidnya sendiri tidak tampak. Jika partikel terdispersinya juga kelihatan, maka sistem itu bukan koloid melainkan suspensi.

Dalam kehidupan sehari-hari, kita sering mengamati efek Tyndall ini, antara lain:

1. Sorot lampu mobil pada malam yang berkabut.
2. Sorot lampu proyektor dalam gedung bioskop yang berasap atau berdebu.
3. Berkas sinar matahari melalui celah daun pohon-pohon pada pagi hari yang berkabut.



Gambar 9.10 Efek Tyndall. Sumber: www.yahooimage.com

Sumber: General Chemistry, Principles & Structure, James E. Brady, 1990.

B. Gerak Brown

Telah disebutkan bahwa partikel koloid dapat menghamburkan cahaya. Jika diamati dengan mikroskop ultra, di mana arah cahaya tegak lurus dengan sumbu mikroskop, akan terlihat partikel koloid senantiasa bergerak terus-menerus dengan gerak patah-patah (gerak zig-zag). Gerak zig-zag partikel koloid ini disebut *gerak Brown*, sesuai dengan nama penemunya, seorang ahli biologi **Robert Brown** berkebangsaan Inggris.

Dalam suspensi tidak terjadi gerak Brown karena ukuran partikel cukup besar, sehingga tumbukan yang dialaminya setimbang. Partikel zat terlarut juga mengalami gerak Brown, tetapi tidak dapat diamati. Makin tinggi suhu makin cepat gerak Brown karena energi kinetik molekul medium meningkat, sehingga menghasilkan tumbukan yang lebih kuat.

Gerak Brown merupakan salah satu faktor yang menstabilkan koloid. Oleh karena bergerak terus-menerus, maka partikel koloid dapat mengimbangi gaya gravitasi, sehingga tidak mengalami sedimentasi.

C. Muatan Koloid

1. Elektroforesis

Elektroforesis adalah pergerakan partikel koloid dalam medan listrik. Apabila ke dalam sistem koloid dimasukkan dua batang elektrode, kemudian dihubungkan dengan sumber arus searah, maka partikel koloid akan bergerak ke salah satu elektrode bergantung pada jenis muatannya. Koloid bermuatan negatif akan bergerak ke anode (elektrode positif), sedangkan koloid yang bermuatan positif bergerak ke katode (elektrode negatif). Dengan demikian, elektroforesis dapat digunakan untuk menentukan jenis muatan koloid.

2. Adsorpsi

Bagaimanakah partikel koloid mendapatkan muatan listrik? Partikel koloid memiliki kemampuan menyerap ion atau muatan listrik pada permukaannya. Oleh karena itu, partikel koloid menjadi bermuatan listrik. Penyerapan pada permukaan ini disebut *adsorpsi* (jika penyerapan sampai ke bawah permukaan disebut *absorpsi*). Sebagai contoh, penyerapan air oleh kapur tulis). Sol $Fe(OH)_3$ dalam air mengadsorpsi ion positif sehingga bermuatan positif, sedangkan sol As_2S_3 mengadsorpsi ion negatif sehingga bermuatan negatif

Muatan koloid juga merupakan faktor yang menstabilkan koloid, di samping gerak Brown. Oleh karena bermuatan sejenis maka partikel-partikel koloid saling tolak-menolak, sehingga terhindar dari pengelompokan antar-sesama partikel koloid itu (jika partikel koloid itu saling bertumbukan dan kemudian bersatu, maka lama-kelamaan dapat terbentuk partikel yang cukup besar dan akhirnya mengendap).

Sifat adsorpsi koloid ini telah dipergunakan dalam bidang lain, misalnya pada proses pemurnian gula tebu, pembuatan obat norit, dan proses pen-jernihan air minum.

Sumber: General Chemistry, Principles & Structure, James E. Brady, 1990.

3. Koagulasi

Apabila muatan suatu koloid dilucuti, maka kestabilan koloid tersebut akan berkurang dan dapat menyebabkan koagulasi atau penggumpalan. Pelucutan muatan koloid dapat terjadi pada sel elektroforesis atau jika elektrolit ditambahkan ke dalam sistem koloid.

Koagulasi koloid karena penambahan elektrolit terjadi sebagai berikut. Koloid yang bermuatan negatif akan menarik ion positif (kation), sedangkan koloid yang bermuatan positif akan menarik ion negatif (anion). Ion-ion tersebut akan membentuk selubung lapisan kedua. Apabila selubung lapisan kedua itu terlalu dekat, maka selubung itu akan menetralkan muatan koloid sehingga terjadi koagulasi. Makin besar muatan ion makin kuat daya tarik-menariknya dengan partikel koloid, sehingga makin cepat terjadi koagulasi.

Beberapa contoh koagulasi dalam kehidupan sehari-hari dan industri sebagai berikut:

a. Pembentukan delta di muara sungai terjadi karena koloid tanah liat (lempung) dalam air sungai mengalami koagulasi ketika bercampur dengan elektrolit dalam air laut.
b. Karet dalam lateks digumpalkan dengan menambahkan asam format.
c. Lumpur koloidal dalam sungai dapat digumpalkan dengan menambahkan tawas. Sol tanah liat dalam air sungai biasanya bermuatan negatif, sehingga akan digumpalkan oleh ion Al^{3+} dari tawas (aluminium sulfat).
d. Asap atau debu dari pabrik dan industri dapat digumpalkan dengan alat koagulasi listrik dari Cottrel.



Gambar 9.11 Asap pabrik dilewatkan alat Cottrel. Sumber: www.yahooimage.com

Asap dari pabrik sebelum meninggalkan cerobong asap dialirkan melalui ujung-ujung logam yang tajam dan bermuatan pada tegangan tinggi (20.000 sampai 75.000 volt). Ujung-ujung yang runcing akan mengionkan molekul-molekul dalam udara. Ion-ion tersebut akan diadsorpsi oleh partikel asap dan menjadi bermuatan. Selanjutnya, partikel bermuatan itu akan tertarik dan diikat pada elektrode yang lainnya. Pengendap Cottrel ini banyak digunakan dalam industri untuk dua tujuan, yaitu mencegah polusi udara oleh buangan beracun dan memperoleh kembali debu yang berharga (misalnya debu logam).

4. Pengolahan Air Bersih

Pengolahan air bersih didasarkan pada sifat-sifat koloid, yaitu koagulasi dan adsorpsi. Air sungai atau air sumur yang keruh mengandung lumpur koloidal dan barang kali juga zat-zat warna, zat pencemar, seperti limbah detergen, dan pestisida. Bahan-bahan yang diperlukan untuk pengolahan air adalah tawas (aluminium sulfat), pasir, klorin atau kaporit, kapur tohor,

dan karbon aktif. Tawas berguna untuk menggumpalkan lumpur koloidal sehingga lebih mudah disaring. Tawas juga membentuk koloid $Al(OH)_3$ yang dapat mengadsorpsi zat-zat warna atau zat-zat pencemar, seperti detergen dan pestisida. Apabila tingkat kekeruhan air yang diolah terlalu tinggi, maka digunakan karbon aktif di samping tawas. Pasir berfungsi sebagai penyaring. Klorin atau kaporit berfungsi sebagai pembasmi hama (sebagai disinfektan), sedangkan kapur tohor berguna untuk menaikkan pH, yaitu untuk menetralkan keasaman yang terjadi karena penggunaan tawas.

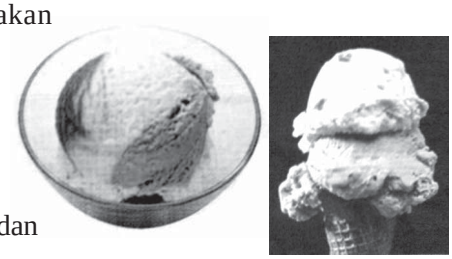
Pengolahan air bersih di kota-kota besar pada prinsipnya sama dengan pengolahan air sederhana yang dijelaskan di atas. Mula-mula air sungai dipompakan ke dalam bak prasedimentasi. Di sini lumpur dibiarkan mengendap karena pengaruh gravitasi. Lumpur dibuang dengan pompa, sedangkan air selanjutnya dialirkan ke dalam bak *ventury.* Pada tahap ini dicampurkan tawas dan gas klorin (preklorinasi). Pada air baku yang kekeruhan dan pencemarannya tinggi, perlu dibubuhkan karbon aktif yang berguna untuk menghilangkan bau, warna, rasa, dan zat organik yang terkandung dalam air baku. Dari bak *ventury*, air baku yang telah dicampur dengan bahan-bahan kimia dialirkan ke dalam *accelator*. Di dalam bak *accelator* ini terjadi proses koagulasi, lumpur dan kotoran lain menggumpal membentuk *flok-flok* yang akan mengalami sedimentasi secara gravitasi. Selanjutnya, air yang sudah setengah bersih dialirkan ke dalam bak saringan pasir. Pada saringan ini, sisa-sisa flok akan tertahan. Dari bak pasir diperoleh air yang sudah hampir bersih. Air yang sudah cukup bersih ini ditampung dalam bak lain yang disebut *siphon*, di mana ditambahkan kapur untuk menaikkan pH dan gas klorin (postklorinasi) untuk mematikan hama. Dari bak siphon, air yang sudah memenuhi standar air bersih selanjutnya dialirkan ke dalam reservoar, kemudian ke konsumen.

D. Koloid Pelindung

Pada beberapa proses, suatu koloid harus dipecahkan. Misalnya, koagulasi lateks. Di lain pihak, koloid perlu dijaga supaya tidak rusak. Suatu koloid dapat distabilkan dengan menambahkan koloid lain yang disebut *koloid pelindung*. Koloid pelindung ini akan membungkus partikel zat terdispersi, sehingga tidak dapat lagi mengelompok.

Contoh:

1. Pada pembuatan es krim digunakan gelatin untuk mencegah pembentukan kristal besar es atau gula.
2. Cat dan tinta dapat bertahan lama karena menggunakan suatu koloid pelindung.
3. Zat-zat pengemulsi, seperti sabun dan detergen, juga tergolong koloid pelindung.



Gambar 9.12 Es krim dengan koloid pelindung

E. Dialisis

Pada pembuatan suatu koloid, sering kali terdapat ion-ion yang dapat mengganggu kestabilan koloid tersebut. Ion-ion pengganggu ini dapat dihilangkan dengan suatu proses yang disebut *dialisis*. Dalam proses ini, sistem koloid dimasukkan ke dalam suatu kantong koloid, lalu kantong koloid itu dimasukkan ke dalam bejana yang berisi air mengalir. Kantong koloid terbuat dari selaput *semipermiabel*, yaitu selaput yang dapat melewatkan partikel-partikel kecil, seperti ion-ion atau molekul sederhana, tetapi menahan koloid. Dengan demikian, ion-ion keluar dari kantong dan hanyut bersama air.

9.6 Koloid Liofil dan Koloid Liofob

Koloid yang memiliki medium dispersi cair dibedakan atas *koloid liofil* dan *koloid liofob*. Suatu koloid disebut *koloid liofil* apabila terdapat gaya tarik-menarik yang cukup besar antara zat terdispersi dengan mediumnya. Liofil berarti suka cairan (Yunani: *lio* = cairan, *philia* = suka). Sebaliknya, suatu koloid disebut *koloid liofob* jika gaya tarik-menarik tersebut tidak ada atau sangat lemah. Liofob berarti tidak suka cairan (Yunani: *lio* = cairan, *phobia* = takut atau benci). Jika medium dispersi yang dipakai adalah air, maka kedua jenis koloid di atas masing-masing disebut *koloid hidrofil* dan *koloid hidrofob*.

Contoh:

- Koloid hidrofil: sabun, detergen, agar-agar, kanji, dan gelatin.
- Koloid hidrofob: sol belerang, sol $Fe(OH)_3$, sol-sol sulfida, dan sol-sol logam.

Koloid liofil/hidrofil lebih mantap dan lebih kental daripada koloid liofob/hidrofob. Butir-butir koloid liofil/hidrofil membungkus diri dengan cairan/air mediumnya. Hal ini disebut *solvatasi*/*hidratasi*. Dengan cara itu butir-butir koloid tersebut terhindar dari agregasi (pengelompokan). Hal demikian tidak terjadi pada koloid liofob/hidrofob. Koloid liofob/hidrofob mendapat kestabilan karena meng-adsorpsi ion atau muatan listrik. Sebagaimana telah dijelaskan bahwa muatan koloid menstabilkan sistem koloid.

Sol hidrofil tidak akan menggumpal pada penambahan sedikit elektrolit. Zat terdispersi dari sol hidrofil dapat dipisahkan dengan pengendapan atau penguapan. Apabila zat padat tersebut dicampurkan kembali dengan air, maka dapat membentuk kembali sol hidrofil. Dengan perkataan lain, sol hidrofil bersifat *reversibel*. Sebaliknya, sol hidrofob dapat mengalami koagulasi pada penambahan sedikit elektrolit. Sekali zat terdispersi telah dipisahkan, tidak akan membentuk sol lagi jika dicampur kembali dengan air. Perbedaan sol hidrofil dengan sol hidrofob disimpulkan sebagai berikut.

Tabel 9.1 Perbedaan Sol Hidrofil dengan Sol Hidrofrob

No.	Sol Hidrofil	Sol Hidrofob
1.	Mengadsorpsi mediumnya	Tidak mengadsorpsi mediumnya
2.	Dapat dibuat dengan konsentrasi yang relatif besar	Hanya stabil pada konsentrasi kecil
3.	Tidak mudah digumpalkan dengan penambahan elektrolit	Mudah menggumpal pada penambahan elektrolit
4.	Viskositas lebih besar daripada mediumnya	Viskositas hampir sama dengan mediumnya
5.	Bersifat reversibel	Tidak reversibel
6.	Efek Tyndall lemah	Efek Tyndall lebih jelas

Latihan 9.2

1. Jelaskan pengertian dari:
 b. efek Tyndall
 c. gerak Brown
 d. elektroforesis
 e. koagulasi
 f. dialisis
 g. koloid pelindung
2. Jelaskan proses terjadinya muatan pada koloid!
3. Apa yang dimaksud dengan koloid liofil dan koloid liofob?
4. Bandingkan koloid hidrofil dengan koloid hidrofob!
5. Sebutkan contoh koloid hidrofil dan koloid hidrofob!
6. Berikan contoh koagulasi pada kehidupan sehari-hari!
7. Sebutkan contoh koloid pelindung yang Anda ketahui!
8. Jelaskan perbedaan pengolahan air bersih dengan cara koagulasi dan adsorpsi!

9.7 Pembuatan Sistem Koloid

Sistem koloid dapat dibuat dengan pengelompokan (agregasi) partikel larutan sejati atau menghaluskan bahan dalam bentuk kasar, kemudian diaduk dengan medium pendispersi. Cara yang pertama disebut cara *kondensasi*, sedangkan yang kedua disebut cara *dispersi*.

A. Cara Kondensasi

Dengan cara kondensasi, partikel larutan sejati (molekul atau ion) bergabung menjadi partikel koloid. Cara ini dapat dilakukan dengan reaksi-reaksi kimia, seperti reaksi redoks, hidrolisis, dan dekomposisi rangkap, atau dengan pergantian pelarut.

1. Reaksi Redoks

Reaksi redoks adalah reaksi yang disertai perubahan bilangan oksidasi.
Contoh 1:
Pembuatan sol belerang dari reaksi antara hidrogen sulfida (H_2S) dengan belerang dioksida (SO_2), yaitu dengan mengalirkan gas H_2S ke dalam larutan SO_2.

$$2\ H_2S(g) + SO_2(aq) \longrightarrow 2\ H_2O(l) + 3\ S\ (koloid)$$

Contoh 2:
Pembuatan sol emas dari reaksi antara larutan $HAuCl_4$ dengan larutan K_2CO_3 dan HCHO (formaldehida).

$$2\ HAuCl_4(aq) + 6\ K_2CO_3(aq) + 3\ HCHO(aq) \longrightarrow$$
$$2\ Au(koloid) + 5\ CO_2(g) + 8\ KCl(aq) + KHCO_3(aq) + 2\ H_2O(l)$$

2. Hidrolisis

Hidrolisis adalah reaksi suatu zat dengan air.
Contoh:
Pembuatan sol $Fe(OH)_3$ dari hidrolisis $FeCl_3$. Apabila ke dalam air mendidih ditambahkan larutan $FeCl_3$, maka akan terbentuk sol $Fe(OH)_3$.

$$FeCl_3(aq) + 3\ H_2O(l) \longrightarrow Fe(OH)_3\ (koloid) + 3\ HCl(aq)$$

3. Dekomposisi Rangkap

Contoh 1:
Sol As_2S_3 dapat dibuat dari reaksi antara larutan H_3AsO_3 dengan larutan H_2S.

$$2\ H_3AsO_3(aq) + 3\ H_2S(aq) \longrightarrow As_2S_3(koloid) + 6\ H_2O(l)$$

Contoh 2:
Sol AgCl dapat dibuat dengan mencampurkan larutan perak nitrat encer dengan larutan HCl encer.

$$AgNO_3(aq) + HCl(aq) \longrightarrow AgCl(koloid) + HNO_3(aq)$$

4. Penggantian Pelarut

Selain dengan cara-cara kimia seperti di atas, koloid juga dapat terjadi dengan penggantian pelarut.

Contoh:
Apabila larutan jenuh kalsium asetat dicampur dengan alkohol, maka akan terbentuk suatu koloid berupa gel.

B. Cara Dispersi

Dengan cara dispersi, partikel kasar dipecah menjadi partikel koloid. Cara dispersi dapat dilakukan secara mekanik, peptisasi, atau dengan loncatan bunga listrik (cara busur Bredig).

1. Cara Mekanik

Menurut cara ini, butir-butir kasar digerus dengan lumping atau penggiling koloid sampai diperoleh tingkat kehalusan tertentu, kemudian diaduk dengan medium dispersi.

Contoh:
Sol belerang dapat dibuat dengan menggerus serbuk belerang bersama-sama dengan suatu zat inert (seperti gula pasir), kemudian mencampur serbuk halus itu dengan air.

2. Cara Peptisasi

Peptisasi adalah cara pembuatan koloid dari butir-butir kasar atau dari suatu endapan dengan bantuan suatu zat pemeptisasi (pemecah). Zat pemeptisasi memecahkan butir-butir kasar menjadi butir-butir koloid. Istilah peptisasi dikaitkan dengan *peptonisasi*, yaitu proses pemecahan protein (polipeptida) yang dikatalisis oleh enzim pepsin.

Contoh:
Agar-agar dipeptisasi oleh air, nitroselulosa oleh aseton, karet oleh bensin, dan lain-lain. Endapan NiS dipeptisasi oleh H_2S dan endapan $Al(OH)_3$ oleh $AlCl_3$.

3. Cara Busur Bredig

Cara busur Bredig digunakan untuk membuat sol-sol logam. Logam yang akan dijadikan koloid digunakan sebagai elektrode yang dicelupkan dalam medium dispersi, kemudian diberi loncatan listrik di antara kedua ujungnya. Mula-mula atom-atom logam akan terlempar ke dalam air, lalu atom-atom tersebut mengalami kondensasi, sehingga membentuk partikel koloid. Jadi, cara busur ini merupakan gabungan cara dispersi dan cara kondensasi.

Tugas Kelompok

Pembuatan Koloid
Buatlah koloid-koloid berikut ini bersama teman-teman dalam kelompok Anda.

1. Pembuatan Emulsi
Alat dan bahan:
a. tabung reaksi dan rak tabung reaksi
b. minyak
c. air sabun
d. akuades
Cara kerja:
a. Dalam tabung reaksi yang bersih masukkan 1 mL minyak tanah, tambahkan 10 mL akuades, lalu kocok keras-keras. Perhatikan hasilnya!
b. Ke dalam campuran zat tersebut, kemudian tambahkan 15 tetes larutan sabun lemak dan kocok dengan kuat. Diamkan selama 10 – 15 menit. Amati perubahan yang terjadi! Bandingkan dengan hasil percobaan a!

2. Pembuatan Koloid Secara Dispersi
Alat dan bahan:
a. gelas beker 100 mL
b. pengaduk
c. akuades
d. kertas saring
e. amilum
f. larutan iodin
g. corong gelas
h. lumpang dan alu mortir
i. pipet tetes

Cara kerja:

a. Ambil satu sendok amilum, kemudian masukkan ke dalam gelas beker 50 mL yang telah berisi 10 mL akuades. Aduk campuran kemudian saring. Amati filtratnya (cairan hasil penyaringan)!
b. Ambil satu sendok amilum, kemudian gerus sampai halus dengan mortir. Tambahkan 10 mL akuades sambil diaduk, kemudian saringlah. Amati filtratnya!
c. Bandingkan filtrat a dan filtrat b, kemudian ke dalam masing-masing filtrat tambahkan beberapa tetes larutan I_2 (iodin) dan amati perubahan yang terjadi.

3. Pembuatan Es Krim

Alat dan bahan:

a. air susu 1 liter
b. telur ayam 6 butir
c. gula pasir 225 gram
d. vanili 2 batang
e. zat warna kuning
f. panci aluminium
g. pengocok telur
h. pemanas
i. pendingin

Cara kerja:

a. Air susu dan vanili dipanaskan di atas api sampai mendidih.
b. Sementara itu, telur ayam dikocok dengan gula sampai putih berbusa, lalu tuangi satu cangkir air susu panas terus diaduk sampai homogen.
c. Campuran pada b kemudian dituangkan dalam sisa susu yang masih panas, terus diletakkan di atas api sambil diaduk-aduk sampai menjadi adonan yang kental, lalu lekas diangkat dari api, jangan ditunggu hingga mendidih.
d. Adonan yang telah diangkat dari api, kalau perlu ditambah zat warna kuning, lalu biarkan dingin sambil kadang-kadang diaduk.
e. Adonan es yang telah dingin dimasukkan dalam tempat yang terbuat dari aluminium, lalu dimasukkan dalam *freezer* (pendingin), kemudian lemari es ditutup.
f. Tiap setengah jam adonan es harus diaduk merata supaya esnya tidak kasar, (kalau ada *mixer*, adonan yang mulai mengental diaduk dengan *mixer* sampai merata), kemudian dimasukkan lagi dalam *freezer*.

4. Pembuatan Jeli (Selai) (Jambu Biji, Sirsak, Nanas, dan lain-lain)

Alat dan bahan:

a. buah-buahan yang telah masak dan cukup lunak (boleh pilih salah satu buah)
b. gula pasir
c. asam sitrat
d. asam benzoat
e. botol bermulut lebar (untuk tempat selai)
f. kain bersih sebagai penyaring
g. pisau
h. panci berlapis email
i. pemanas
j. pengaduk gelas

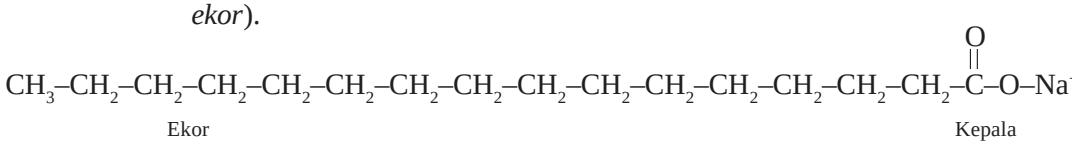
Cara kerja:

a. Buah-buahan dicuci lalu dipotong-potong kecil. Setiap satu kilogram buah ditambah 750 mL air dan 2 gram asam sitrat.
b. Campuran tersebut lalu direbus dalam panci berlapis email dan biarkan mendidih ± 1 jam, lalu dinginkan hingga hari berikutnya.
c. Selanjutnya disaring dengan kain yang bersih.

d. Pada pembuatan selai tiap 1 liter sari buah ditambah 1 kg gula, lalu dipanaskan sampai mencapai kekentalan tertentu. Untuk mengetahui bahwa pemanasan telah cukup, diambil jeli satu sendok lalu ditaruh di atas piring, lalu biarkan jeli dingin kemudian miringkan. Kalau jeli berjalan lambat berarti pemanasan sudah cukup.
e. Sebelum dimasukkan ke dalam botol yang steril, pada setiap liter jeli ditambah 0,5 – 1 gram asam benzoat sebagai bahan pengawet (masukkan jeli ke dalam botol pada waktu jeli masih panas).

C. Koloid Asosiasi

Berbagai jenis zat, seperti sabun dan detergen, larut dalam air tetapi tidak membentuk larutan, melainkan koloid. Molekul sabun atau detergen terdiri atas bagian yang polar (disebut *kepala*) dan bagian yang nonpolar (disebut *ekor*).



Gambar 9.13 Molekul sabun

Kepala sabun adalah gugus yang hidrofil (tertarik ke air), sedangkan gugus hidrokarbon bersifat hidrofob (takut air). Jika sabun dilarutkan dalam air, maka molekul-molekul sabun akan mengadakan asosiasi karena gugus nonpolarnya (ekor) saling tarik-menarik, sehingga terbentuk partikel koloid (lihat gambar 9.13).

Daya pengemulsi dari sabun dan detergen juga disebabkan oleh aksi yang sama. Gugus nonpolar dari sabun akan menarik partikel kotoran (lemak) dari bahan cucian, kemudian mendispersikannya ke dalam air. Sebagian bahan pencuci, sabun, dan detergen bukan saja berfungsi sebagai pengemulsi, tetapi juga sebagai pembasah atau penurun tegangan permukaan. Air yang mengandung sabun atau detergen mempunyai tegangan permukaan yang lebih rendah, sehingga lebih mudah meresap pada bahan cucian.

Latihan 9.3

1. Bedakan koloid menurut cara dispersi dengan cara kondensasi!
2. Pembuatan koloid dengan cara dispersi sering disebut cara fisika, sedangkan cara kondensasi disebut cara kimia. Jelaskan hal tersebut!
3. Jelaskan cara kerja sabun sebagai pembersih!
4. Jelaskan fungsi sabun dalam campuran air-minyak!

Rangkuman

1. Koloid adalah campuran dengan ukuran partikel berkisar antara 1 nm – 100 nm. Jadi, koloid tergolong campuran heterogen dan merupakan sistem dua fasa, yaitu fasa pendispersi (pelarut) dan fasa terdispersi (terlarut).
2. Sistem koloid dapat dikelompokkan menjadi delapan kelompok berdasarkan pada jenis fasa terdispersi dan fasa pendispersinya, yaitu aerosol, sol, sol padat, aerosol, emulsi, emulsi padat, buih, dan buih padat.
3. Macam-macam sifat koloid adalah efek Tyndall, gerak Brown, muatan koloid, koloid pelindung, dan dialisis.
4. Efek Tyndall adalah penghamburan berkas cahaya oleh partikel-partikel koloid.
5. Gerak Brown adalah gerak partikel koloid yang terus-menerus dengan gerakan patah-patah (gerak zig-zag).
6. Koloid pelindung terjadi apabila ada penambahan koloid lain untuk menstabilkan suatu koloid.
7. Koloid liofil terjadi apabila terdapat gaya tarik-menarik yang cukup besar antara zat terdispersi dengan mediumnya.
8. Koloid liofob terjadi apabila gaya tarik-menarik antara zat terdispersi dengan mediumnya cukup lemah.
9. Pembuatan koloid dengan cara kondensasi, yaitu partikel larutan sejati (molekul atau ion) bergabung menjadi partikel koloid.
10. Pembuatan koloid dengan cara dispersi, yaitu partikel kasar dipecah menjadi partikel koloid.

Uji Kompetensi

I. Berilah tanda silang (X) huruf A, B, C, D, atau E pada jawaban yang paling benar!

1. Hal-hal berikut merupakan ciri-ciri sistem koloid, ***kecuali***
 A. tidak dapat disaring
 B. stabil (tidak memisah)
 C. terdiri atas dua fasa
 D. homogen
 E. menghamburkan cahaya
2. Yang ***bukan*** merupakan sistem koloid adalah … .
 A. lateks
 B. air sadah
 C. asap
 D. agar-agar
 E. buih sabun
3. Salah satu perbedaan antara koloid dengan suspensi adalah … .
 A. koloid bersifat homogen, sedangkan suspensi heterogen
 B. koloid menghamburkan cahaya, sedangkan suspensi meneruskan cahaya
 C. koloid stabil, sedangkan suspensi tidak stabil
 D. koloid satu fasa, sedangkan suspensi dua fasa
 E. koloid transparan, sedangkan suspensi keruh
4. Suatu contoh air sungai setelah disaring diperoleh filtrat yang tampak jernih. Filtrat tersebut ternyata menunjukkan efek Tyndall. Dari data tersebut dapat disimpulkan bahwa air sungai … .
 A. tergolong aerosol
 B. tergolong suspensi
 C. tergolong sol
 D. tergolong koloid
 E. mengandung partikel kasar dan partikel koloid
5. Dispersi zat cair atau zat padat dalam gas disebut … .
 A. sol
 B. emulsi
 C. buih
 D. aerosol
 E. suspensi
6. Buih dalam sistem dispersi terjadi pada keadaan … .
 A. zat padat terdispersi dalam zat cair
 B. zat cair terdispersi dalam gas
 C. gas terdispersi dalam zat padat
 D. gas terdispersi dalam zat cair
 E. zat cair terdispersi dalam zat cair
7. Mutiara adalah sistem koloid … .
 A. padat dalam cair
 B. cair dalam gas
 C. cair dalam padat
 D. gas dalam cair
 E. gas dalam padat

8. Yang termasuk koloid padat dalam gas adalah … .
 A. emulsi
 B. kabut
 C. asap
 D. buih
 E. batu apung

9. Perhatikan data di bawah ini.

No.	Warna Larutan	Keadaan Sebelum Penyaringan	Keadaan Sesudah Penyaringan	Dikenakan Cahaya
1.	kuning	keruh	keruh	terjadi penghamburan cahaya
2.	kuning cokelat	bening	bening	terjadi penghamburan cahaya
3.	biru	bening	bening	tidak terjadi penghamburan cahaya
4.	putih	keruh	keruh	terjadi penghamburan cahaya
5.	bening	bening	bening	tidak terjadi penghamburan cahaya

 Dari data di atas, yang termasuk dispersi koloid adalah … .
 A. 1 dan 3
 B. 2 dan 4
 C. 2 dan 3
 D. 3 dan 5
 E. 4 dan 5

10. Sistem berikut tergolong emulsi, ***kecuali*** … .
 A. santan
 B. minyak ikan
 C. air susu
 D. mayones
 E. alkohol70%

11. Penghamburan berkas sinar di dalam sistem koloid disebut … .
 A. gerak Brown
 B. efek Tyndall
 C. koagulasi
 D. elektroforesis
 E. osmose

12. Gerak Brown terjadi karena … .
 A. gaya gravitasi
 B. tolak-menolak antara partikel koloid yang bermuatan sama
 C. tarik-menarik antara partikel koloid yang berbeda muatan
 D. tumbukan antara partikel koloid
 E. tumbukan molekul medium dengan partikel koloid

13. Partikel koloid bermuatan listrik karena … .
 A. adsorpsi ion-ion oleh partikel koloid
 B. absorpsi ion-ion oleh partikel koloid
 C. partikel koloid mengalami ionisasi
 D. pelepasan elektron oleh partikel koloid
 E. partikel koloid mengalami ionisasi

14. Aluminium hidroksida membentuk sol bermuatan positif dalam air. Di antara elektrolit berikut, yang paling efektif untuk menggumpalkan koloid adalah
 A. NaCl
 B. $Fe_2(SO_4)_3$
 C. $BaCl_2$
 D. Na_3PO_4
 E. Na_2SO_4

15. Kelebihan elektrolit dalam suatu dispersi koloid biasanya dihilangkan dengan cara
 A. elektrolisis
 B. elektroforesis
 C. dialisis
 D. dekantasi
 E. presipitasi
16. Peristiwa koagulasi dapat ditemukan pada peristiwa … .
 A. pembuatan agar-agar
 B. terjadinya berkas sinar
 C. pembuatan cat
 D. pembuatan air susu
 E. terjadinya delta di muara sungai
17. Sistem koloid yang partikel-partikelnya tidak menarik molekul pelarutnya disebut… .
 A. liofil
 B. dialisis
 C. hidrofil
 D. elektrofil
 E. liofob
18. Zat-zat yang tergolong sol liofil adalah … .
 A. belerang, agar-agar, dan mentega
 B. batu apung, awan, dan sabun
 C. susu, kaca, dan mutiara
 D. minyak tanah, asap, dan debu
 E. lem karet, lem kanji, dan busa sabun
19. Yang termasuk koloid hidrofob adalah … .
 A. amilum dalam air
 B. protein dalam air
 C. karbon dalam air
 D. lemak dalam air
 E. agar-agar dalam air
20. Gejala atau proses yang paling tidak ada kaitan dengan sistem koloid adalah
 A. efek Tyndall
 B. dialisis
 C. koagulasi
 D. emulsi
 E. elektrolisis
21. Dibandingkan dengan sol liofil, maka sol liofob … .
 A. lebih stabil
 B. lebih kental
 C. memberi efek Tyndall yang kurang jelas
 D. lebih mudah dikoagulasikan
 E. bersifat reversibel
22. Cara pembuatan sistem koloid dengan jalan mengubah partikel-partikel kasar menjadi partikel-partikel koloid disebut cara … .
 A. dispersi
 B. kondensasi
 C. koagulasi
 D. hidrolisis
 E. elektrolisis

23. Di antara beberapa percobaan pembuatan koloid:
 1) larutan kalium asetat + alkohol
 2) belerang + gula + air
 3) susu + air
 4) minyak + air
 5) agar-agar yang dimasak

 yang menunjukkan proses pembuatan gel ialah … .
 A. 1 dan 5
 B. 1 dan 3
 C. 2 dan 5
 D. 3 dan 4
 E. 2 dan 4

24. Pembuatan koloid berikut ini yang ***tidak*** tergolong cara kondensasi adalah … .
 A. pembuatan sol belerang dengan mengalirkan gas H_2S ke dalam larutan SO_2
 B. pembuatan sol emas dengan mereduksi suatu larutan garam emas
 C. pembuatan sol kanji dengan memanaskan suspensi amilum
 D. pembuatan sol $Fe(OH)_3$ dengan hidrolisis larutan besi(III) klorida
 E. pembuatan sol As_2S_3 dengan mereaksikan larutan As_2O_3 dengan larutan H_2S

25. Larutan di bawah ini dalam air panas memperlihatkan efek Tyndall adalah
 A. NaCl 0,1 *M*
 B. $CaSO_4$ 0,1 *M*
 C. $AgNO_3$ 0,1 *M*
 D. $FeCl_3$ 0,1 *M*
 E. $KMnO_4$ 0,1 *M*

II. Jawablah pertanyaan-pertanyaan berikut ini dengan singkat dan jelas!

1. Sebutkan perbedaan koloid, suspensi, dan larutan ditinjau dari:
 a. ukuran partikelnya
 b. fasa setelah dicampur
 c. kestabilan
 d. kemampuan melewati kertas saring
2. Jelaskan yang dimaksud dengan macam-macam koloid berikut serta berikan masing-masing contoh dari:
 a. aerosol
 b. emulsi
 c. buih
 d. sol
 e. gel
3. Sebutkan fasa terdispersi dan medium untuk membuat agar-agar!
4. Sebutkan fasa terdispersi dan medium dari:
 a. intan
 b. asap
 c. santan
 d. kabut
 e. karet busa
5. Jelaskan yang dimaksud dengan efek Tyndall dan sebutkan contoh efek Tyndall dalam kehidupan sehari-hari!
6. Jelaskan proses terjadinya muatan koloid!
7. Sebutkan manfaat koloid adsorpsi dalam kehidupan sehari-hari!
8. Sebutkan sifat koloid yang dimanfaatkan dalam penjernihan air!

9. Apakah manfaat tawas dan kaporit dalam penjernihan air?
10. Apakah yang dimaksud dengan emulgator? Sebutkan contoh manfaat emulgator dalam kehidupan sehari-hari!
11. Sebutkan dasar kerja pesawat Cottrel dan sebutkan manfaatnya!
12. Apakah yang dimaksud dengan dialisis?
13. Sebutkan manfaat dialisis!
14. Jelaskan perbedaan koloid liofil dengan koloid liofob!
15. Jelaskan cara kerja sabun!
16. Apakah fungsi zat pembasah pada sabun?
17. Bagaimana prinsip kerja pembuatan koloid dengan cara:
 a. kondensasi
 b. dispersi
18. Sebutkan contoh pembuatan koloid dengan reaksi redoks!
19. Jelaskan pembuatan sol belerang dengan cara kondensasi dan dispersi!
20. Sebutkan cara pembuatan koloid dengan cara busur Bredig!

Latihan Ulangan Umum Semester 2

I. Pilih satu jawaban paling benar di antara pilihan jawaban a, b, c, d, atau e! Untuk soal yang memerlukan hitungan, jawablah dengan uraian jawaban beserta cara mengerjakannya!

1. Larutan $Ca(OH)_2$ yang konsentrasinya 0,01 *M* mempunyai $[OH^-]$ sebesar
 A. 0,001 *M*
 B. 0,01 *M*
 C. 0,1 *M*
 D. 0,02 *M*
 E. 0,05 *M*
2. Larutan NH_4OH 0,01 *M* dengan $K_b = 10^{-6}$ mempunyai $[OH^-]$ sebesar
 A. 10^{-6} *M*
 B. 10^{-5} *M*
 C. 10^{-4} *M*
 D. 10^{-3} *M*
 E. 10^{-2} *M*
3. 5,8 gram $Mg(OH)_2$ (A_r Mg = 24, O = 16, H = 1) dilarutkan dalam air hingga volume larutan 200 mL. *p*H larutan tersebut adalah
 A. 12
 B. 12 + log 2
 C. 12 + log 4
 D. 2 – log 2
 E. 2 – log 4
4. Berikut ini trayek *p*H warna dari beberapa indikator.

Indikator	Trayek *p*H	Warna
Metil merah	4,2 – 6,2	merah - kuning
Metil jingga	3,1 – 4,4	merah - kuning
PP	8,0 – 9,6	tak berwarna - merah
Brom timol biru	6,0 – 7,6	kuning - biru

 Suatu larutan jika ditetesi metil merah berwarna kuning, dengan metil jingga berwarna kuning, dengan brom timol biru berwarna biru, dan dengan PP tak berwarna, maka harga *p*H larutan tersebut adalah
 A. 4,4 – 6,2
 B. 4,4 – 7,6
 C. 6,0 – 8,0
 D. 7,6 – 9,0
 E. 4,0 – 7,0
5. Pasangan asam-basa konjugasi dari reaksi:
 $CH_3COOH + HNO_2 \rightleftharpoons CH_3COOH_2^+ + NO_2^-$
 adalah
 A. CH_3COOH dan HNO_2
 B. CH_3COOH dan NO_2^-
 C. $CH_3COOH_2^+$ dan NO_2^-
 D. $CH_3COOH_2^+$ dan HNO_2
 E. $CH_3COOH_2^+$ dan CH_3COOH
6. Larutan asam asetat mempunyai *p*H = 3 – log 2. Jika $K_a = 10^{-5}$, maka konsentrasi asam asetat adalah
 A. 10^{-1} *M*
 B. 10^{-2} *M*
 C. 10^{-3} *M*
 D. 4×10^{-1} *M*
 E. 5×10^{-2} *M*

7. Pada reaksi $H_2O + NH_3 \rightleftharpoons NH_2^- + H_3O^+$
yang merupakan pasangan asam-basa konjugasi adalah
A. H_2O/H_3O^+
B. NH_2^-/NH_3
C. NH_3/NH_2^-
D. H_2O/NH_2^-
E. NH_3/H_3O^+

8. Volume larutan HCl 0,2 *M* agar dapat dinetralkan oleh 20 mL larutan NaOH 0,1 *M* adalah
A. 40 mL
B. 30 mL
C. 20 mL
D. 10 mL
E. 5 mL

9. Banyaknya NaOH yang dibutuhkan untuk menetralkan 1 mol H_2SO_4 adalah
A. 0,5 mol
B. 1 mol
C. 1,5 mol
D. 2 mol
E. 3 mol

10. Reaksi yang menghasilkan endapan adalah
A. $2\ NaNO_3 + K_2S \longrightarrow Na_2S + 2\ KNO_3$
B. $2\ NaI + Pb(NO_3)_2 \longrightarrow PbI_2 + 2\ NaNO_3$
C. $AlBr_3 + K_2SO_4 \longrightarrow KBr + Al_2(SO_4)_3$
D. $(NH_4)_3PO_4 + KOH \longrightarrow NH_3 + K_3PO_4 + H_2O$
E. $H_2SO_4 + CuCl_2 \longrightarrow HCl + CuSO_4$

11. Jika 13,5 gram logam aluminium (A_r = 27) direaksikan dengan larutan asam sulfat menurut reaksi:

$2\ Al(s) + 3\ H_2SO_4(aq) \longrightarrow Al_2(SO_4)_3(aq) + 3\ H_2(g)$

maka volume gas hidrogen yang dihasilkan bila diukur pada keadaan standar (STP) adalah
A. 11,2 liter
B. 16,8 liter
C. 44,8 liter
D. 67,2 liter
E. 74,6 liter

12. Larutan berikut ini mempunyai pH lebih besar dari 7, ***kecuali***
A. KOH
B. CH_3COOK
C. NH_4Cl
D. $Mg(OH)_2$
E. Na_2S

13. Berikut ini campuran yang dapat membentuk larutan penyangga, ***kecuali***
A. NH_4Cl dan NH_3
B. CH_3COONa dan CH_3COOH
C. NaH_2PO_4 dan Na_2HPO_4
D. HCOOH dan H_3PO_4
E. $Na_2(C_2O_4)$ dan $H_2C_2O_4$

14. Di dalam larutan yang volumenya 100 mL terlarut NH_3 0,1 *M* dan NH_4Cl 0,2 *M*. Jika K_b NH_3 = 1,8 × 10^{-5}, maka *p*H larutan tersebut adalah
 A. 5 – log 1,8
 B. 6 – log 9
 C. 9 – log 1,8
 D. 6 + log 9
 E. 8 + log 9

15. Larutan CH_3COOH di bawah ini dapat membentuk larutan penyangga jika dicampurkan dengan 100 mL larutan KOH 0,1 *M*, ***kecuali***
 A. 100 mL larutan CH_3COOH 0,15 *M*
 B. 100 mL larutan CH_3COOH 0,05 *M*
 C. 100 mL larutan CH_3COOH 0,25 *M*
 D. 50 mL larutan CH_3COOH 0,3 *M*
 E. 50 mL larutan CH_3COOH 0,4 *M*

16. Ke dalam 200 mL larutan CH_3COOH 0,1 *M* (K_a = 10^{-5}) ditambahkan garam CH_3COONa padat (M_r = 82) hingga *p*H larutan naik menjadi 5. Massa CH_3COONa yang ditambahkan adalah
 A. 0,82 gram
 B. 1,64 gram
 C. 3,28 gram
 D. 4,1 gram
 E. 4,92 gram

17. Ke dalam 300 mL larutan CH_3COOH 0,4 *M* ditambahkan 200 mL larutan CH_3COOK 0,1 *M* (K_a CH_3COOH = 10^{-5}). *p*H larutan akan berubah dari
 A. 3 menjadi 5
 B. 3 menjadi 4 – log 6
 C. 3 – log 2 menjadi 5
 D. 3 – log 2 menjadi 5 – log 6
 E. 3 menjadi 5 – log 6

18. Sebanyak *a* gram garam NH_4Cl (M_r = 53,5) dicampur dengan 1 liter larutan NH_4OH 0,2 *M* (K_b NH_4OH = 10^{-5}). Agar diperoleh larutan dengan *p*H = 10, maka massa *a* sebesar
 A. 0,535 gram
 B. 5,35 gram
 C. 53,5 gram
 D. 1,07 gram
 E. 10,7 gram

19. Jumlah mol garam XCl yang harus ditambahkan ke dalam larutan 0,1 mol basa lemah *X*OH (K_b *X*OH = 10^{-6}) agar pH larutan menjadi 9 adalah
 A. 1 mol
 B. 0,1 mol
 C. 0,05 mol
 D. 0,02 mol
 E. 0,01 mol

20. Campuran larutan NH_4OH 0,1 *M* dengan larutan garam NH_4Cl 0,1 *M* mempunyai *p*H = 10, K_b NH_4OH = 10^{-5}. Perbandingan volume larutan NH_4OH dan larutan NH_4Cl adalah
 A. 1 : 1
 B. 2 : 1
 C. 1 : 5
 D. 5 : 1
 E. 10 : 1

21. Garam berikut ini yang ***tidak*** mengalami hidrolisis adalah
 A. NH_4Cl
 B. $AlCl_3$
 C. Na_2CO_3
 D. $MgCl_2$
 E. KCN

22. Besarnya *p*H dari 500 mL larutan CH_3COONa 0,4 *M* ($K_a = 10^{-5}$) adalah
 A. 5
 B. 5 – log 2
 C. 9 + log 4
 D. 9 + log 2
 E. 10

23. Besarnya *p*H dari 250 mL larutan $(NH_4)_2SO_4$ 0,8 *M* dan K_b $NH_3 = 10^{-5}$ adalah ...
 A. 3 – log 2
 B. 4
 C. 4 – log 2
 D. 5 – log 3
 E. 5 – log 4

24. 100 mL larutan NaOH 0,2 *M* dicampur dengan 100 mL larutan CH_3COOH 0,2 *M* (K_a $CH_3COOH = 10^{-5}$). Besarnya *p*H campuran adalah
 A. 5
 B. 6
 C. 8
 D. 9
 E. 10

25. Massa Na_2CO_3 (M_r = 106) yang harus dilarutkan dalam 200 mL air agar diperoleh larutan dengan *p*H = 10 (K_a $H_2CO_3 = 10^{-6}$) adalah
 A. 2,65 gram
 B. 5,3 gram
 C. 10,6 gram
 D. 15,9 gram
 E. 21,2 gram

26. Garam berikut ini yang mengalami hidrolisis total adalah
 A. $(NH_4)_2SO_4$
 B. $(NH_4)_2CO_3$
 C. NH_4NO_3
 D. NaBr
 E. Na_2CO_3

27. Sebanyak 66 mg garam $(NH_4)_2SO_4$ (M_r = 132) dilarutkan dalam air hingga volumenya 500 mL, K_b $NH_4OH = 2 \times 10^{-5}$. *p*H larutan tersebut adalah
 A. 9
 B. 8
 C. 7
 D. 6
 E. 5

28. Di antara garam berikut, yang larutannya dapat mengubah warna kertas lakmus biru menjadi merah adalah
 A. NaCl
 B. $CaSO_4$
 C. $Ba(NO_3)_2$
 D. Na_2CO_3
 E. NH_4Cl

29. 100 mL larutan NH_3 0,2 *M* dicampur dengan 100 mL larutan HCl 0,2 *M*. Jika K_b $NH_3 = 10^{-5}$, maka besarnya *p*H campuran adalah
 A. 5
 B. 6
 C. 7
 D. 8
 E. 9

30. Jika larutan NH_3 0,1 *M* mempunyai *p*H = 11, maka *p*H larutan NH_4Cl 0,1 *M* adalah
 A. 4
 B. 5
 C. 6
 D. 8
 E. 9

31. Hasil kali kelarutan Ag_2CO_3 pada suhu 298 K adalah 8×10^{-12}. Kelarutan Ag_2CO_3 sebesar
 A. $1{,}4 \times 10^{-6}$
 B. $2{,}0 \times 10^{-6}$
 C. $2{,}83 \times 10^{-6}$
 D. $1{,}26 \times 10^{-4}$
 E. $2{,}0 \times 10^{-4}$

32. $Mg(OH)_2$ pada suhu tertentu mempunyai *p*H = 10. Pada suhu dan tekanan yang sama, hasil kali kelarutan $Mg(OH)_2$ adalah
 A. 4×10^{-12}
 B. 4×10^{-13}
 C. 5×10^{-13}
 D. 5×10^{-12}
 E. 10^{-12}

33. Tetapan hasil kali kelarutan (K_{sp}) $PbI_2 = 1{,}6 \times 10^{-8}$. Kelarutan PbI_2 di dalam larutan $Pb(NO_3)_2$ 0,1 *M* adalah
 A. $1{,}6 \times 10^{-8}$ *M*
 B. $1{,}6 \times 10^{-7}$ *M*
 C. $4{,}0 \times 10^{-7}$ *M*
 D. $4{,}0 \times 10^{-4}$ *M*
 E. $2{,}0 \times 10^{-4}$ *M*

34. Dalam 1 liter air murni dapat larut 4,48 gram MgC_2O_4 (M_r = 112). Hasil kali kelarutan MgC_2O_4 adalah
 A. $1{,}6 \times 10^{-3}$
 B. $1{,}6 \times 10^{-4}$
 C. $4{,}0 \times 10^{-4}$
 D. $1{,}12 \times 10^{-5}$
 E. $6{,}4 \times 10^{-5}$

35. Hasil kali kelarutan AgCl dalam air sebesar 10^{-10}. Kelarutan garam AgCl dalam larutan $CaCl_2$ 0,2 *M* adalah
 A. $1{,}25 \times 10^{-10}$
 B. $2{,}50 \times 10^{-10}$
 C. $0{,}25 \times 10^{-8}$
 D. $2{,}50 \times 10^{-7}$
 E. $1{,}25 \times 10^{-8}$

36. Di antara zat berikut ini, kelarutan yang paling besar dinyatakan dalam mol/liter adalah
 A. $BaCrO_4$ ($K_{sp} = 1{,}2 \times 10^{-10}$)
 B. $BaSO_4$ ($K_{sp} = 1{,}1 \times 10^{-10}$)
 C. AgCl ($K_{sp} = 1{,}8 \times 10^{-10}$)
 D. Ag_2CrO_4 ($K_{sp} = 1{,}1 \times 10^{-12}$)
 E. CaF_2 ($K_{sp} = 3{,}4 \times 10^{-11}$)

37. Larutan garam AB dikatakan tepat jenuh apabila
 A. di dalam larutan terdapat AB padat sekurang-kurangnya 1 mol
 B. di dalam larutan terdapat AB padat sekurang-kurangnya 1 gram
 C. di dalam larutan tidak terdapat endapan AB
 D. hasil kali $[A^+]$ dengan $[B^-]$ sama dengan K_{sp}
 E. hasil kali $[A^+]$ dengan $[B^-]$ lebih besar dari K_{sp}
38. Jika hasil kali kelarutan (K_{sp}) AgCl = 10^{-10}, maka massa AgCl (M_r = 143,5) yang dapat larut dalam 100 mL larutan adalah
 A. 143,5 mg
 B. 14,35 mg
 C. 1,435 mg
 D. 0,1435 mg
 E. 0,01435 mg
39. Larutan jenuh $M(OH)_2$ mempunyai *p*H = 10 + log 2. Hasil kali kelarutan $M(OH)_2$ adalah
 A. 2×10^{-4}
 B. 4×10^{-8}
 C. 4×10^{-12}
 D. 2×10^{-12}
 E. 10^{-12}
40. Diketahui Ksp AgI = $1,5 \times 10^{-16}$. Kelarutan AgI yang terkecil terdapat pada
 A. larutan KI 0,1 *M*
 B. larutan CaI_2 0,1 *M*
 C. larutan $AgNO_3$ 0,1 *M*
 D. larutan NaI 0,05 M
 E. larutan $AgNO_3$ 0,05 *M*
41. Perhatikan tabel berikut ini.

No.	Zat Terdispersi	Medium Pendispersi	Jenis Koloid	Contoh
1.	cair	gas	aerosol cair	kabut
2.	cair	padat	emulsi padat	batu apung
3.	padat	gas	aerosol padat	asap
4.	cair	cair	emulsi	*hair spray*
5.	padat	cair	gel	minyak ikan

 Hubungan yang tepat antara zat terdispersi, medium pendispersi, jenis koloid dan contohnya adalah nomor
 A. 1 dan 2
 B. 1 dan 3
 C. 2 dan 3
 D. 2 dan 4
 E. 4 dan 5

42. Pada proses penjernihan air kotor dengan tawas ($KAl(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$) memanfaatkan sifat koloid
 A. elektroforesis
 B. efek Tyndall
 C. dialisis
 D. gerak Brown
 E. koagulasi dan adsorpsi

43. Berikut ini yang merupakan koloid liofil adalah
 A. sol belerang dan sol kanji
 B. sol logam dan sol gelatin
 C. gelatin dan agar-agar
 D. sol sabun dan sol As_2S_3
 E. sol logam dan sol sulfida

44. Berikut ini beberapa cara pembuatan koloid.
 1) Melarutkan $FeCl_3$ ke dalam air panas.
 2) Menggerus belerang dan gula sampai halus kemudian ditambah air.
 3) Menambahkan larutan $AlCl_3$ ke dalam endapan $Al(OH)_3$.
 4) Menambahkan alkohol 96% ke dalam larutan kalsium asetat.

 Yang termasuk cara dispersi adalah
 A. 1 dan 2
 B. 1 dan 3
 C. 2 dan 3
 D. 2 dan 4
 E. 3 dan 4

45. Pernyataan berikut yang merupakan prinsip kerja alat Cottrel adalah
 A. mengendapkan partikel koloid bermuatan melalui elektrode bertegangan tinggi
 B. mengumpulkan partikel koloid dengan menambahkan zat elektrode
 C. mengumpulkan partikel koloid dengan menambahkan koloid bermuatan
 D. mengendapkan sistem koloid dengan cara pemanasan
 E. menyaring ion-ion pengganggu pada kestabilan sistem koloid

46. Di antara larutan berikut ini, yang dapat menunjukkan peristiwa efek Tyndall adalah
 A. larutan urea
 B. larutan besi(III) hidroksida
 C. larutan alkohol
 D. larutan garam dapur
 E. larutan asam cuka

47. Kelebihan elektrolit dalam suatu dispersi koloid biasanya dihilangkan dengan cara
 A. elektrolisis
 B. elektroforesis
 C. dialisis
 D. dekantasi
 E. koagulasi

48. Margarin adalah suatu emulsi dari
 A. minyak dalam air
 B. air dalam minyak
 C. air dalam protein
 D. protein dalam minyak
 E. lemak dalam air
49. Berikut ini peristiwa-peristiwa koagulasi pada partikel koloid, ***kecuali***
 A. penggumpalan lateks
 B. pengobatan sakit perut
 C. pengendapan debu pada cerobong asap
 D. penjernihan lumpur dari air sungai
 E. pembentukan delta pada muara sungai
50. Campuran lemak dan air di dalam susu tidak memisah. Hal ini disebabkan
 A. lemak dan air berwujud cair
 B. lemak larut baik dalam air
 C. lemak dan air tidak bereaksi
 D. lemak lebih kental dari air
 E. distabilkan oleh kasein sebagai pengemulsi

Glosarium

anion: ion bermuatan listrik negatif.

autokatalis: zat hasil reaksi yang bertindak sebagai katalis.

asam: zat yang dalam air dapat melepaskan ion H^+ (teori Arrhenius).

asam kuat: senyawa asam yang dalam larutannya terion seluruhnya menjadi ion-ionnya.

asam lemah: senyawa asam yang dalam larutannya hanya sedikit terionisasi menjadi ion-ionnya.

aerosol: sistem koloid dari partikel padat atau cair yang terdispersi dalam gas.

biner: senyawa yang terbentuk dari dua jenis unsur.

bentuk molekul: suatu gambaran geometris yang dihasilkan jika inti atom-atom terikat dihubungkan oleh garis lurus, berkaitan dengan susunan ruang atom-atom dalam molekul.

biokatalis: katalis yang bekerja pada proses metabolisme, yaitu enzim.

basa: zat yang dalam air dapat melepaskan ion OH^- (teori Arrhenius).

basa kuat: senyawa basa yang dalam larutannya terion seluruhnya menjadi ion-ionnya

basa lemah: senyawa basa yang dalam larutannya hanya sedikit terionisasi menjadi ion-ionnya.

buih: koloid yang mengandung fasa terdispersi gas.

bilangan kuantum utama (n): bilangan yang menyatakan tingkat energi utama atau kulit atom.

bilangan kuantum azimuth (l): bilangan yang menyatakan subkulit.

bilangan kuantum magnetik (m): bilangan yang menyatakan orbital.

bilangan kuantum spin (s): bilangan yang menyatakan spin atau arah rotasinya.

domain elektron: kedudukan elektron atau daerah keberadaan elektron.

disosiasi: penguraian suatu zat menjadi beberapa zat lain yang lebih sederhana.

derajat disosiasi: perbandingan antara jumlah mol yang terurai dengan jumlah mol mula-mula.

dialisis: proses penghilangan ion-ion pengganggu dalam sistem koloid.

energi pengaktifan atau energi aktivasi: energi minimum yang diperlukan untuk berlangsungnya suatu reaksi.

entalpi (H): jumlah energi yang dimiliki sistem pada tekanan tetap.

entalpi pembentukan standar (ΔH_f^o = *standar enthalpy of formation*): ΔH untuk membentuk 1 mol persenyawaan langsung dari unsur-unsurnya yang diukur pada 298 K dan tekanan 1 atm.

entalpi penguraian standar ($\Delta H_d°$ = *standar entalpy of dissosiation*): ΔH dari penguraian 1 mol persenyawaan langsung menjadi unsur-unsurnya

entalpi pembakaran standar ($\Delta H_c°$ = *standard entalpy of combustion*): perubahan entalpi (ΔH) untuk pembakaran sempurna 1 mol senyawa/unsur dengan O_2 dari udara yang diukur pada 298 K dan tekanan 1 atm.

entalpi penetralan: perubahan entalpi (ΔH) yang dihasilkan pada reaksi penetralan asam (H^+) oleh basa (OH^-) membentuk 1 mol air.

entalpi pelarutan: perubahan entalpi (ΔH) pada pelarutan 1 mol zat.

entalpi peleburan: perubahan entalpi (ΔH) pada perubahan 1 mol zat dari bentuk padat menjadi bentuk cair pada titik leburnya.

energi ikatan/energi disosiasi (D): Energi yang dibutuhkan untuk memutuskan 1 mol ikatan kimia dalam suatu molekul gas menjadi atom-atomnya dalam fasa gas.

energi atomisasi: energi yang dibutuhkan untuk memecah molekul sehingga membentuk atom-atom bebas.

energi ikatan rata-rata: energi rata-rata per ikatan yang diperlukan untuk menguraikan 1 mol molekul menjadi atom-atom penyusunnya.

emulsi: koloid yang mengandung fasa terdispersi cair.

efek Tyndall: gejala penghamburan cahaya oleh partikel koloid.

elektroforesis: pergerakan partikel koloid dalam medan listrik.

gaya tarik antarmolekul: gaya yang mengukuhkan atom-atom dalam molekul.

gaya London: gaya tarik-menarik antara molekul yang lemah.

gaya tarik dipol-dipol: kondisi di mana molekul yang sebaran muatannya tidak simetris bersifat polar dan mempunyai dua ujung yang berbeda muatan (dipol), sehingga positif berdekatan dengan ujung (pol) negatif dari molekul di dekatnya.

gaya Van der Waals: gaya dipol-dipol secara kolektif.

gel: koloid yang setengah kaku (antara padat dan cair).

gerak Brown: gerak zig-zag partikel koloid.

hidrolisis: reaksi suatu ion dengan air.

hidrolisis garam: reaksi antara komponen garam yang berasal dari asam/basa lemah dengan air.

hidrolisis parsial: hidrolisis yang terjadi pada garam yang terbentuk dari asam kuat-basa lemah atau asam lemah-basa kuat.

hidrolisis total: hidrolisis yang terjadi pada garam yang terbentuk dari asam lemah-basa lemah.

ikatan ion: ikatan kimia yang terjadi karena adanya serah-terima elektron dari atom logam ke atom nonlogam.

ikatan kovalen: ikatan kimia yang terjadi akibat pemakaian pasangan elektron secara bersama-sama oleh dua atau lebih atom nonlogam.

ikatan kovalen koordinasi: ikatan kovalen di mana pasangan elektron yang dipakai bersama hanya berasal dari salah satu atom yang berikatan.

ikatan hidrogen: ikatan antara molekul-molekul yang sangat polar dan mengandung atom hidrogen.

inhibitor: zat yang kerjanya memperlambat reaksi atau menghentikan reaksi.

ion sisa asam: ion negatif yang terbentuk dari asam setelah melepaskan ion H^+ dalam reaksi ionisasi.

kation: ion bermuatan listrik positif.

kelarutan: jumlah maksimum zat yang dapat larut dalam sejumlah tertentu pelarut.

katalis homogen: katalis yang dapat bercampur secara homogen dengan zat pereaksinya karena mempunyai wujud yang sama.

katalis heterogen: katalis yang tidak dapat bercampur secara homogen dengan pereaksinya karena wujudnya berbeda.

katalisator: zat yang dapat mempercepat tercapainya kesetimbangan, tetapi tidak merubah letak kesetimbangan (harga tetapan kesetimbangan K_c tetap).

kalorimetri: proses pengukuran kalor reaksi.

koagulasi: proses penggumpalan koloid.

koloid pelindung: suatu koloid yang ditambahkan ke dalam koloid lain untuk menstabilkan.

larutan jenuh: larutan di mana penambahan sedikit zat terlarut sudah tidak dapat melarut lagi.

laju reaksi: laju berkurangnya jumlah molaritas reaktan atau laju bertambahnya jumlah molaritas produk per satuan waktu.

molaritas: jumlah mol zat yang terlarut dalam satu liter larutan.

orbital: daerah dengan probabilitas terbesar menemukan elektron.

orde reaksi atau tingkat reaksi: bilangan pangkat pada persamaan reaksi yang bersangkutan.

orde reaksi total: jumlah bilangan pangkat konsentrasi pereaksi-pereaksi.

penetralan: reaksi antara larutan asam dengan larutan basa menghasilkan garam dan air

polarisabilitas: kemudahan suatu molekul untuk membentuk dipol sesaat atau untuk mengimbas suatu molekul.

persamaan laju reaksi: persamaan yang menyatakan hubungan antara konsentrasi pereaksi dengan laju reaksi.

*p*H: bilangan yang menyatakan tingkat atau derajat keasaman suatu larutan.

persamaan termokimia: persamaan reaksi yang menyertakan perubahan entalpinya (ΔH).

perubahan entalpi standar ($\Delta H°$): perubahan entalpi (ΔH) reaksi yang diukur pada kondisi standar, yaitu pada suhu 298 K dan tekanan 1 atm.

racun katalis: inhibitor yang dalam jumlah sangat sedikit dapat mengurangi atau menghambat kerja katalis.

reaksi reversibel: reaksi kimia yang dapat balik (zat-zat produk dapat kembali menjadi zat-zat semula).

reaksi ireversibel: reaksi kimia yang tidak dapat balik (zat-zat hasil reaksi tidak dapat kembali lagi menjadi zat-zat semula).

reaksi endoterm: reaksi kimia yang membutuhkan/menyerap kalor.

reaksi eksoterm: reaksi kimia yang melepaskan/membebaskan kalor.

teori domain elektron: penyempurnaan dari teori VSEPR. Domain elektron berarti kedudukan elektron atau daerah keberadaan elektron, di mana jumlah domain ditentukan oleh pasangan elektron ikatan atau pasangan elektron bebas.

tetapan hasil kali kelarutan (K_{sp}): hasil perkalian konsentrasi ion-ion dalam larutan jenuh, masing-masing dipangkatkan dengan koefisien ionisasinya.

titik akhir titrasi: titik dalam titrasi yang ditandai dengan perubahan warna indikator, di mana indikator yang layak untuk titrasi harus dipilih agar titik akhirnya sedekat mungkin dengan titik setara dari reaksi titrasi.

titik setara: kondisi yang menunjukkan penetralan asam oleh basa, dan sebaliknya.

titik ekuivalen: kondisi di mana pada suatu titrasi, jika telah di campur jumlah ekuivalen yang sama dari pereaksi.

VSEPR (Valence Shell Electron Pair Repulsion): teori yang menyatakan bahwa baik pasangan elektron dalam ikatan kimia maupun pasangan elektron yang tidak dipakai bersama (yaitu pasangan elektron ‘mandiri’) saling tolak-menolak.

valensi asam: jumlah ion H^+ yang dapat dihasilkan oleh 1 molekul asam dalam reaksi ionisasi.

INDEKS

a
absorpsi 78
alkali 3, 16, 17, 33, 96
azimuth 2, 9, 11, 13, 30

d
denature 95
dipol 1, 2, 27, 28, 29, 32, 36, 37, 38
dispersi 27, 28, 37, 221, 222, 223, 224, 225, 228, 229, 230, 231, 232, 234, 235, 236, 237, 238, 239, 240
domain 1, 21, 22, 23, 24, 25, 32

efek
efek Tyndall 221, 225, 229, 230, 235, 236, 237, 238, 239

f
fasa 26
fotolistrik 1, 3, 31
foton 3, 4, 30

g
gel 1, 3, 4, 5, 6, 7, 8, 9, 14, 18, 30, 31
ground state 4, 30

k
K_{sp} 7, 10, 25
kuantum 1, 2, 3, 4, 6, 7, 8, 9, 13, 30, 31, 33, 35, 38
kulit atom 3, 4, 8, 14, 30

m
magnetik 3, 8, 9, 13, 30, 31

o
orbital 1, 7, 8, 9, 10, 11, 12, 13, 14, 18, 20, 25, 26, 27, 30, 31, 32, 38

s
sistem 1, 2, 14, 15, 16, 17, 18, 19, 31, 32, 33, 34, 35
spektrum 4, 5, 6, 13, 30
spin 2, 8, 9, 13, 31

t
transisi 1, 16, 17, 18, 19, 31, 32, 33, 34

Indeks Penulis

Brady 3, 4, 6, 7, 8, 26, 27, 28, 42, 60, 62, 78, 81, 83, 84, 91, 96, 113, 115, 161, 162, 182, 207, 210, 221, 222, 225, 226
Gillespie 44, 55, 62
Keenan 208, 209
Martin 10, 11, 29, 42, 64, 67, 86, 96, 107, 109, 112, 120, 121, 127, 149, 157, 158, 160, 162, 171
Oxtoby 6, 7
Ralph 20, 21, 24, 124
Ted Lister 43, 49, 50, 95

Daftar Pustaka

Austin, Goerge T. E. Jasjfi. 1996. *Industri Proses Kimia*. Jakarta: Erlangga.

Brady, James E. (Sukmariah Maun).1999. *Kimia Universitas Asas dan Struktur*. Edisi Kelima. Jilid Satu. Jakarta: Binarupa Aksara.

Brady, James E. (Sukmariah Maun).1999. *Kimia Universitas Asas dan Struktur*. Edisi Kelima. Jilid Dua. Jakarta: Binarupa Aksara.

Hart, Harold (Suminar Achmadi). 1990. *Kimia Organik Suatu Kuliah Singkat* (terjemahan). Jakarta: Erlangga.

Kus Sri Martini. 1988. *Prakarya Kimia*. Surakarta: Universitas Sebelas Maret.

Laidler, Keith J. 1966. *Principles of Chemistry*. USA: Harcourt, Brace and World Inc.

Lister, Ted and Renshaw, Janet. 2000. *Chemistry For Advanced Level*, Third Edition. London: Stanley Thornes Publishers Ltd.

Markham, Edwin C and Smith, Sherman E. 1954. *General Chemistry.* USA: The Riberside Press Cambridge, Massa Chusetts.

Masterton, William L and Slowinski, Emil J. 1977. *Chemical Principles*. West Washington Square: WB. Sounders Company.

Mc. Tigue, Peter. 1986. *Chemistry Key To The Earth*, Second Edition. Australia: Melbourne University Press.

Morris Hein. 1969. *Foundations of College Chemistry*. California: Dickenson Publishing Company Inc.

Petrucci, Ralph H. (SuminarAchmadi).1985. *Kimia Dasar Prinsip dan Terapan Modern* Edisi Keempat Jilid 1. Jakarta: Erlangga.

Petrucci, Ralph H. (SuminarAchmadi).1985. *Kimia Dasar Prinsip dan Terapan Modern* Edisi Keempat Jilid 2. Jakarta: Erlangga.

Pierce, Conway and Smith, R. Nelson. 1971. *General Chemistry Workbook How To Solve Chemistry Problems*. New York: W. H. Freeman and Company.

Russell, John B. 1981. *General Chemistry*. USA: Mc. Graw Hill Inc.

Schaum, Daniel B. S. 1966. *Schaum's Outline of Theory and Problems of College Chemistry*. USA: Mc. Graw Hill Book Company.

Silberberg, Martin S. 2000. *Chemistry The Molecular Nature of Matter and Change*, Second edition. USA: Mc. Graw Hill Companies.

Snyder, Milton K. 1966. *Chemistry Structure and Reactions*. USA: Holt, Rinehart and Winston Inc.

Soedjono. 2002. *Evaluasi Mandiri Kimia SMA Kelas 1*. Jakarta: Erlangga.

Soedjono. 2002. *Evaluasi Mandiri Kimia SMA Kelas 2*. Jakarta: Erlangga.

Stanitski, Conrad L. 2000. *Chemistry in Context Applying Chemistry To Society*, Third Edition. USA: Mc. Graw Hill Companies.

Tri Redjeki. 2000. *Petunjuk Praktikum Kimia Dasar I*. Surakarta: Universitas Sebelas Maret.

Wertheim, Jane (Agusniar Trisnamiati). *Kamus Kimia Bergambar* (terjemahan). Jakarta: Erlangga.

Wood, Jesse H; Keenan, Charles W and Bull, William E. 1968. *Fundamentals of College Chemistry*, Second Edition. USA: Harper and Row Publishers.

www.yahooimage.com

www.invir.com

www.kompas.com

www.solopos.net

www.tabloidnova.com

Lampiran 1

Tabel Perubahan Entalpi Pembentukan Standar

Zat	$\Delta H_f°$ (kJ/mol)
Aluminium	
$Al(s)$	0
$Al^{3+}(aq)$	–524,7
$AlCl_3(s)$	–704
$Al_2O_3(s)$	–1.676
Arsenik	
$As(s)$	0
$AsH_3(g)$	+66,4
$As_2O_5(s)$	–925
Barium	
$Ba(s)$	0
$BaCO_3(s)$	–1.219
$BaCrO_4(s)$	–1.428,0
$BaCl_2(s)$	–860,2
Berilium	
$Be(s)$	0
$BeCl_2(s)$	–468,6
Bismut	
$Bi(s)$	0
$BiCl_3(s)$	–379
Boron	
$B(s)$	0
$B(OH)_3(s)$	–1.094
Bromin	
$Br_2(l)$	0
$Br_2(g)$	+30,9
$HBr(g)$	–36
$Br^-(aq)$	–121,55
Kadmium	
$Cd(s)$	0
$Cd^{2+}(aq)$	–75,90
$CdO(s)$	–258,2
Kalsium	
$Ca(s)$	0
$Ca^{2+}(aq)$	–542,83
$CaCO_3(s)$	–1.207
$CaF_2(s)$	–741
$CaCl_2(s)$	–795,8
$CaBr_2(s)$	–682,8
$CaO(s)$	–635,5
$Ca(OH)_2(s)$	–986,6
$Ca_3(PO_4)_2(s)$	–4.119
$CaSO_4(s)$	–1.433
$CaSO_4 \cdot 2\,H_2O(s)$	–2.020

Zat	$\Delta H_f°$ (kJ/mol)
Karbon	
$C(s, grafit)$	0
$C(s, intan)$	+1,88
$CCl_4(l)$	–134
$CO(g)$	–110
$CO_2(g)$	–394
$CO_2(aq)$	–413,8
$CO_3^{2-}(aq)$	–677,14
$HCN(g)$	+135,1
$CN^-(aq)$	+150,6
$CH_4(g)$	–74,9
$C_2H_2(g)$	+227
$C_2H_4(g)$	+51,9
$C_2H_6(g)$	–84,5
$C_3H_8(g)$	–104
$C_4H_{10}(g)$	–126
$C_6H_6(l)$	+49,0
$C_2H_5OH(l)$	–278
$HCHO_2(g)$	–363
asam format	
$HC_2H_3O_2(l)$	–487,0
asam asetat	
$CH_2O(g)$	–108,6
formaldehida	
$CH_3CHO(g)$	–167
asetaldehida	
$(CH_3)_2CO(l)$	–248,1
aseton	
$C_6H_5CO_2H(s)$	–385,1
asam benzoat	
$CO(NH_2)_2(s)$	–333,5
urea	
$CO(NH_2)_2(aq)$	–319,2
$CH_2(NH_2)CO_2H(s)$	–532,9
glisina	
Klorin	
$Cl_2(g)$	0
$Cl^-(aq)$	–167,2
$HCl(g)$	–92,5
$HCl(aq)$	–167,2
$HClO(aq)$	–131,3

Zat	$\Delta H_f°$ (kJ/mol)
Kromium	
$Cr(s)$	0
$Cr^{3+}(aq)$	–232
$CrCl_2(s)$	–326
$Cr_2O_3(s)$	–1.141
$K_2Cr_2O_7(s)$	–2.033,01
Kobalt	
$Co(s)$	0
$Co^{2+}(aq)$	–59,4
$CoCl_2(s)$	–325,5
Cuprum, tembaga	
$Cu(s)$	0
$Cu^{2+}(aq)$	+64,77
$CuCl_2(s)$	–172
$CuO(s)$	–155
$CuS(s)$	–53,1
$CuSO_4(s)$	–771,4
$CuSO_4 \cdot 5H_2O(s)$	–2.279,7
Fluorin	
$F_2(g)$	0
$F^-(aq)$	–332,6
$HF(g)$	–271
Aurum, emas	
$Au(s)$	0
$AuCl_3(s)$	–118
Hidrogen	
$H_2(g)$	0
$H_2O(l)$	–286
$H_2O(g)$	–242
$H_2O_2(l)$	–187,8
Iodin	
$I_2(s)$	0
$I_2(g)$	+62,4
$HI(g)$	+26
Ferum, besi	
$Fe(s)$	0
$Fe^{2+}(aq)$	–89,1
Fe^{3+}(aq)	–48,5
$Fe_2O_3(s)$	–822,2
$FeS(s)$	–100,0
$FeS_2(s)$	–178,2
Plumbum, timbal	
$Pb(s)$	0
$Pb^{2+}(aq)$	–1,7
$PbCl_2(s)$	–359,4
$PbO(s)$	–217,3
$PbO_2(s)$	–277
$PbS(s)$	–100
$PbSO_4(s)$	–920,1

Zat	$\Delta H_f°$ (kJ/mol)
Litium	
$Li(s)$	0
$Li^+(aq)$	–278,6
$LiCl(s)$	–408,8
Magnesium	
$Mg(s)$	0
$Mg^{2+}(aq)$	–466,9
$MgF_2(s)$	–1.113
$MgCl_2(s)$	–641,8
$MgO(s)$	–601,7
$Mg(OH)_2(s)$	–924,7
Mangan	
$Mn(s)$	0
$Mn^{2+}(aq)$	–223
$MnO_4^-(aq)$	–542,7
$KMnO_4(s)$	–813,4
$MnO(s)$	–385
$MnO_2(s)$	–520,9
$MnSO_4(s)$	–1.064
Merkurium, raksa	
$Hg(l)$	0
$Hg(g)$	+61,32
$Hg_2Cl_2(s)$	–265,2
$HgCl_2(s)$	–224,3
$HgO(s)$	–90,83
$HgS(s)$	–58,2
Nikel	
$Ni(s)$	0
$NiCl_2(s)$	–305
$NiO_2(s)$	–
$NiSO_4(s)$	–891,2
Nitrogen	
$N_2(g)$	0
$NH_3(g)$	–46,0
$NH_4^+(aq)$	–132,5
$NH_4Cl(s)$	–314,4
$NO(g)$	+90,4
$NO_2(g)$	+34
$N_2O(g)$	+81,5
$N_2O_4(g)$	+9,16
$N_2O_5(g)$	+11
$HNO_3(l)$	–174,1
$NO_3^-(aq)$	–205,0
Oksigen	
$O_2(g)$	0
$O_3(g)$	+143
$OH^-(aq)$	–230,0

Zat	$\Delta H_f°$ (kJ/mol)
Fosforus	
$P(s)$	0
$P_4(g)$	+314,6
$PCl_3(g)$	–287,0
$PCl_5(g)$	–374,9
$H_3PO_4(s)$	–1.279
Potasium, kalium	
$K(s)$	0
$K^+(aq)$	–252,4
$KCl(s)$	–436,8
$KBr(s)$	–393,8
$KI(s)$	–327,9
$KOH(s)$	–424,8
$K_2SO_4(s)$	–1.433,7
Silikon	
$Si(s)$	0
$SiH_4(g)$	+33
$SiO_2(s)$	–910,0
Argentum, perak	
$Ag(s)$	0
$Ag^+(aq)$	+105,58
$AgCl(s)$	–127,1
$AgBr(s)$	–100,4
$AgNO_3(s)$	–124
Natrium	
$Na(s)$	0
$Na^+(aq)$	–240,12
$NaF(s)$	–571
$NaCl(s)$	–413
$NaBr(s)$	–360
$NaI(s)$	–288
$NaHCO_3(s)$	–947,7
$Na_2CO_3(s)$	–1.131
$NaOH(s)$	–426,8
$Na_2SO_4(s)$	–1.384,49

Zat	$\Delta H_f°$ (kJ/mol)
Sulfur, belerang	
$S(s)$	0
$SO_2(g)$	–297
$SO_3(g)$	–396
$H_2S(g)$	–20,6
$H_2SO_4(l)$	–813,8
$H_2SO_4(aq)$	–909,3
$SF_6(g)$	–1.209
Tin	
$Sn(s)$	0
$Sn^{2+}(aq)$	–8,8
$SnCl_4(l)$	–511,3
$SnO_2(s)$	–580,7
Zink, seng	
$Zn(s)$	0
$Zn^{2+}(aq)$	–153,9
$ZnCl_2(s)$	–415,1
$ZnSO_4(s)$	–982,8

Tabel Perubahan Entalpi Pembentukan Atom dalam Wujud Gas dari Unsur-unsurnya pada Keadaan Standar

Unsur	ΔH_f° (kJ/mol)
Golongan IA	
H	217,89
Li	161,5
Na	108,2
K	89,62
Rb	82,0
Cs	78,2
Golongan IIA	
Be	327
Mg	146,4
Ca	178,2
Sr	163
Ba	177
Golongan IIIA	
B	555
Al	329,7

Unsur	ΔH_f° (kJ/mol)
Golongan IVA	
C	715
Si	454
Golongan VA	
N	472,68
P	332,2
Golongan VIA	
O	249,17
S	276,98
Golongan VIIA	
F	79,14
Cl	121,47
Br	112,38
I	107,48

[a] Semua nilai dalam tabel ini positif karena pembentukan atom dalam wujud gas dari unsur-unsurnya termasuk reaksi endoterm. Hal ini juga berlaku pada pemutusan ikatan.

Tabel Energi Ikatan Rata-rata

Ikatan	Energi Ikatan (kJ/mol)
C – C	348
C = C	607
C ≡ C	833
C – H	415
C – N	292
C = N	619
C ≡ N	879
C – O	356
C = O	724
C – F	484
C – Cl	338

Ikatan	Energi Ikatan (kJ/mol)
C – Br	276
C – I	238
H – H	436
H – F	563
H – Cl	432
H – Br	366
H – I	299
H – N	391
H – O	463
H – S	338
H – Si	376

Tabel Tetapan Hasil Kali Kelarutan (K_{sp})

Garam	Kesetimbangan Larutan	K_{sp}
Fluorida		
MgF_2	$MgF_2(s) \rightleftharpoons Mg^{2+}(aq) + 2\ F^-(aq)$	$7{,}3 \times 10^{-9}$
CaF_2	$CaF_2(s) \rightleftharpoons Ca^{2+}(aq) + 2\ F^-(aq)$	$1{,}7 \times 10^{-10}$
BaF_2	$BaF_2(s) \rightleftharpoons Ba^{2+}(aq) + 2\ F^-(aq)$	$1{,}7 \times 10^{-6}$
LiF	$LiF(s) \rightleftharpoons Li^+(aq) + F^-(aq)$	$1{,}7 \times 10^{-3}$
Klorida		
AgCl	$AgCl(s) \rightleftharpoons Ag^+(aq) + Cl^-(aq)$	$1{,}7 \times 10^{-10}$
$PbCl_2$	$PbCl_2(s) \rightleftharpoons Pb^{2+}(aq) + 2\ Cl^-(aq)$	$1{,}6 \times 10^{-5}$
$AuCl_3$	$AuCl_3(s) \rightleftharpoons Au^{3+}(aq) + 3\ Cl^-(aq)$	$3{,}2 \times 10^{-25}$
Bromida		
AgBr	$AgBr(s) \rightleftharpoons Ag^+(aq) + Br^-(aq)$	$5{,}0 \times 10^{-15}$
$HgBr_2$	$HgBr_2(s) \rightleftharpoons Hg^{2+}(aq) + 2\ Br^-(aq)$	$1{,}3 \times 10^{-19}$
Iodida		
CuI	$CuI(s) \rightleftharpoons Cu^+(aq) + I^-(aq)$	1×10^{-12}
AgI	$AgI(s) \rightleftharpoons Ag^+(aq) + I^-(aq)$	$8{,}5 \times 10^{-17}$
HgI_2	$HgI_2(s) \rightleftharpoons Hg^{2+}(aq) + 2\ I^-(aq)$	$1{,}1 \times 10^{-28}$
PbI_2	$PbI_2(s) \rightleftharpoons Pb^{2+}(aq) + 2\ I^-(aq)$	$1{,}4 \times 10^{-8}$
Hidroksida		
$Mg(OH)_2$	$Mg(OH)_2(s) \rightleftharpoons Mg^{2+}(aq) + 2\ OH^-(aq)$	$7{,}1 \times 10^{-12}$
$Ca(OH)_2$	$Ca(OH)_2(s) \rightleftharpoons Ca^{2+}(aq) + 2\ OH^-(aq)$	$6{,}5 \times 10^{-6}$
$Fe(OH)_2$	$Fe(OH)_2(s) \rightleftharpoons Fe^{2+}(aq) + 2\ OH^-(aq)$	2×10^{-15}
$Zn(OH)_2$	$Zn(OH)_2(s) \rightleftharpoons Zn^{2+}(aq) + 2\ OH^-(aq)$	$4{,}5 \times 10^{-17}$
$Al(OH)_3$	$Al(OH)_3(s) \rightleftharpoons Al^{3+}(aq) + 3\ OH^-(aq)$	2×10^{-33}
Sianida		
AgCN	$AgCN(s) \rightleftharpoons Ag^+(aq) + CN^-(aq)$	$1{,}6 \times 10^{-14}$
$Zn(CN)_2$	$Zn(CN)_2(s) \rightleftharpoons Zn^{2+}(aq) + 2\ CN^-(aq)$	3×10^{-16}
Sulfit		
$CaSO_3$	$CaSO_3(s) \rightleftharpoons Ca^{2+}(aq) + SO_3^{2-}(aq)$	3×10^{-7}
Ag_2SO_3	$Ag_2SO_3(s) \rightleftharpoons 2\ Ag^+(aq) + SO_3^{2-}(aq)$	$1{,}5 \times 10^{-14}$
$BaSO_3$	$BaSO_3(s) \rightleftharpoons Ba^{2+}(aq) + SO_3^{2-}(aq)$	8×10^{-7}
Sulfat		
$CaSO_4$	$CaSO_4(s) \rightleftharpoons Ca^{2+}(aq) + SO_4^{2-}(aq)$	2×10^{-4}
$SrSO_4$	$SrSO_4(s) \rightleftharpoons Sr^{2+}(aq) + SO_4^{2-}(aq)$	$3{,}2 \times 10^{-7}$
$BaSO_4$	$BaSO_4(s) \rightleftharpoons Ba^{2+}(aq) + SO_4^{2-}(aq)$	$1{,}5 \times 10^{-9}$
Ag_2SO_4	$Ag_2SO_4(s) \rightleftharpoons 2\ Ag^+(aq) + SO_4^{2-}(aq)$	$1{,}5 \times 10^{-5}$
$PbSO_4$	$PbSO_4(s) \rightleftharpoons Pb^{2+}(aq) + SO_4^{2-}(aq)$	$6{,}3 \times 10^{-7}$
Kromat		

Garam	Kesetimbangan Larutan	K_{sp}
$BaCrO_4$	$BaCrO_4(s) \rightleftharpoons Ba^{2+}(aq) + CrO_4^{2-}(aq)$	$2{,}4 \times 10^{-10}$
Ag_2CrO_4	$Ag_2CrO_4(s) \rightleftharpoons 2\,Ag^{+}(aq) + CrO_4^{2-}(aq)$	$1{,}9 \times 10^{-12}$
$PbCrO_4$	$PbCrO_4(s) \rightleftharpoons Pb^{2+}(aq) + CrO_4^{2-}(aq)$	$1{,}8 \times 10^{-14}$
Karbonat		
$MgCO_3$	$MgCO_3(s) \rightleftharpoons Mg^{2+}(aq) + CO_3^{2-}(aq)$	$3{,}5 \times 10^{-8}$
$CaCO_3$	$CaCO_3(s) \rightleftharpoons Ca^{2+}(aq) + CO_3^{2-}(aq)$	9×10^{-9}
$SrCO_3$	$SrCO_3(s) \rightleftharpoons Sr^{2+}(aq) + CO_3^{2-}(aq)$	$9{,}3 \times 10^{-10}$
$BaCO_3$	$BaCO_3(s) \rightleftharpoons Ba^{2+}(aq) + CO_3^{2-}(aq)$	$8{,}9 \times 10^{-9}$
$CuCO_3$	$CuCO_3(s) \rightleftharpoons Cu^{2+}(aq) + CO_3^{2-}(aq)$	$2{,}3 \times 10^{-10}$
Ag_2CO_3	$Ag_2CO_3(s) \rightleftharpoons 2\,Ag^{+}(aq) + CO_3^{2-}(aq)$	$8{,}2 \times 10^{-12}$
$PbCO_3$	$PbCO_3(s) \rightleftharpoons Pb^{2+}(aq) + CO_3^{2-}(aq)$	$7{,}4 \times 10^{-14}$
Fosfat		
$Mg_3(PO_4)_2$	$Mg_3(PO_4)_2(s) \rightleftharpoons 3\,Mg^{2+}(aq) + 2\,PO_4^{3-}(aq)$	$6{,}3 \times 10^{-26}$
$BaHPO_4$	$BaHPO_4(s) \rightleftharpoons Ba^{2+}(aq) + HPO_4^{2-}(aq)$	$4{,}0 \times 10^{-8}$
$Fe_3(PO_4)_2$	$Fe_3(PO_4)_2(s) \rightleftharpoons 3\,Fe^{2+}(aq) + 2\,PO_4^{3-}(aq)$	1×10^{-36}
Ag_3PO_4	$Ag_3PO_4(s) \rightleftharpoons 3\,Ag^{2+}(aq) + PO_4^{3-}(aq)$	$2{,}8 \times 10^{-18}$
$Ba_3(PO_4)_2$	$Ba_3(PO_4)_2(s) \rightleftharpoons 3\,Ba^{2+}(aq) + 2\,PO_4^{3-}(aq)$	$5{,}8 \times 10^{-38}$
Ferosianida		
$Zn_2[Fe(CN)_6]$	$Zn_2[Fe(CN)_6](s) \rightleftharpoons 2\,Zn^{2+}(aq) + Fe(CN)_6^{4-}(aq)$	$2{,}1 \times 10^{-16}$
$Pb_2[Fe(CN)_6]$	$Pb_2[Fe(CN)_6](s) \rightleftharpoons 2\,Pb^{2+}(aq) + Fe(CN)_6^{4-}(aq)$	$9{,}5 \times 10^{-19}$

Tabel Tetapan Ionisasasi Asam Lemah dan Basa Lemah

Asam Monoprotik	K_a
$HC_2O_2Cl_3$ asam trikloro asetat	$2{,}2 \times 10^{-1}$
HIO_3 asam iodat	$1{,}69 \times 10^{-1}$
$HC_2HO_2Cl_2$ asam dikloro asetat	$5{,}0 \times 10^{-2}$
$HC_2H_2O_2Cl$ asam kloro asetat	$1{,}36 \times 10^{-3}$
HF asam fluorida	$6{,}5 \times 10^{-4}$
HNO_2 asam nitrit	$4{,}5 \times 10^{-4}$
$HCHO_2$ asam format	$1{,}8 \times 10^{-4}$
$HC_3H_5O_3$ asam laktat	$1{,}38 \times 10^{-4}$
$HC_7H_5O_2$ asam benzoat	$6{,}5 \times 10^{-5}$
$HC_4H_7O_2$ asam butanoat	$1{,}52 \times 10^{-5}$
$HC_2H_3O_2$ asam asetat	$1{,}8 \times 10^{-5}$
$HC_3H_5O_2$ asam propanoat	$1{,}34 \times 10^{-5}$
HOCl asam hipoklorit	$3{,}1 \times 10^{-8}$
HOBr asam hipobromit	$2{,}1 \times 10^{-9}$
HCN asam sianida	$4{,}9 \times 10^{-10}$
HC_6H_5O fenol	$1{,}3 \times 10^{-10}$
HOI asam hipoiodit	$2{,}3 \times 10^{-11}$
H_2O_2 hidrogen peroksida	$1{,}8 \times 10^{-4}$

Asam Poliprotik	K_{a_1}	K_{a_2}	K_{a_3}
H_2SO_4 asam sulfat	besar	$1{,}2 \times 10^{-2}$	
H_2CrO_4 asam kromat	5,0	$1{,}5 \times 10^{-6}$	
$H_2C_2O_4$ asam oksalat	$5{,}6 \times 10^{-2}$	$5{,}4 \times 10^{-5}$	
H_3PO_3 asam fosfit	3×10^{-2}	$1{,}6 \times 10^{-7}$	
H_2SO_3 asam sulfit	$1{,}5 \times 10^{-2}$	$1{,}0 \times 10^{-7}$	
H_2CO_3 asam karbonat	$4{,}3 \times 10^{-7}$	$5{,}6 \times 10^{-11}$	
H_3PO_4 asam fosfat	$7{,}5 \times 10^{-3}$	$6{,}2 \times 10^{-8}$	$2{,}2 \times 10^{-12}$
$H_3C_6H_5O_7$ asam sitrat	$7{,}1 \times 10^{-4}$	$1{,}7 \times 10^{-5}$	$6{,}3 \times 10^{-6}$

Basa Lemah	K_b		
$(CH_3)_2NH$ dimetil amina	$9{,}6 \times 10^{-4}$		
CH_3NH_2 metil amina	$3{,}7 \times 10^{-4}$		
$CH_3CH_2NH_2$ etil amina	$4{,}3 \times 10^{-4}$		
$(CH_3)_3N$ trimetil amina	$7{,}4 \times 10^{-5}$		
NH_3 amonia	$1{,}8 \times 10^{-5}$		
NH_2OH hidroksi amina	$1{,}1 \times 10^{-}$		
$C_6H_5NH_2$ anilina	$3{,}8 \times 10^{-10}$		

Kunci Soal Nomor Ganjil

Bab 1 Struktur Atom, Sistem Periodik Unsur, dan Ikatan Kimia

I. Pilihan Ganda

1. B	11. C	21. D
3. D	13. B	23. B
5. B	15. E	25. D
7. C	17. C	27. B
9. D	19. C	

II. Uraian

1. Orbital adalah daerah dengan tingkat ditemukannya elektron tinggi atau tempat beredarnya elektron dalam lintasan.

3. a. $_{11}$Na: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2 \longrightarrow n = 3;\ l = 0;\ m = 0;\ s = +\frac{1}{2}$

 b. $_{15}$P: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^3 \longrightarrow n = 3;\ l = 1;\ m = -1, 0, +1;\ s = +\frac{1}{2}$

 c. $_{18}$Ar: $3s^2\ 3p^6 \longrightarrow n = 3;\ l = 1;\ m = -1, 0, +1;\ s = -\frac{1}{2}$

 d. $_{35}$Br: $3s^2\ 3p^6 \longrightarrow n = 4;\ l = 1;\ m = -1, 0, +1;\ s = -\frac{1}{2}$

 e. $_{12}$Mg: $3s^2 \longrightarrow n = 3;\ l = 0;\ m = 0;\ s = -\frac{1}{2}$

 f. $_{30}$Zn: $3d^{10}\ 4s^2 \longrightarrow n = 4;\ l = 0;\ m = 0;\ s = -\frac{1}{2}$

 g. $_{54}$Xe: $5s^2\ 5p^6 \longrightarrow n = 5;\ l = 1;\ m = -1, 0, +1;\ s = -\frac{1}{2}$

 h. $_{22}$Ti: $3d^2\ 4s^2 \longrightarrow n = 4;\ l = 0;\ m = 0;\ s = -\frac{1}{2}$

 i. $_{55}$Cs: $6s^1 \longrightarrow n = 6;\ l = 0;\ m = 0;\ s = +\frac{1}{2}$

 j. $_{13}$Al: $3s^2\ 3p^1 \longrightarrow n = 3;\ l = 1;\ m = -1, 0, +1;\ s = +\frac{1}{2}$

5. Bentuk molekul dari:

 a. SF_4

 $_{16}$S: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^4$

 $_{9}$F: $1s^2\ 2s^2\ 2p^5$

 jumlah elektron valensi atom pusat = 6

 jumlah domain elektron ikatan (X) = 4

 jumlah domain elektron bebas (E) = $\frac{6-4}{2} = 1$

 tipe molekul: AX_4E (bidang empat)

b. PCl_5
$_{15}P$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^3$
$_{17}Cl$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$
jumlah elektron valensi atom pusat = 5
jumlah domain elektron ikatan (X) = 5
jumlah domain elektron bebas (E) = $\frac{5-5}{2} = 0$
tipe molekul: AX_5 (bipiramida trigonal)

c. SeO_2
$_{34}Se$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^4$
$_{8}O$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^4$
jumlah elektron valensi atom pusat = 6
jumlah domain elektron ikatan (X) = $2 \times 2 = 4$
jumlah domain elektron bebas (E) = $\frac{5-5}{2} = 0$
tipe molekul: AX_2E (trigonal bentuk V)

d. TiO_2
$_{22}Ti$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^2$
$_{8}O$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^4$
jumlah elektron valensi atom pusat = 4
jumlah domain elektron ikatan (X) = $2 \times 2 = 4$
jumlah domain elektron bebas (E) = $\frac{4-4}{2} = 0$
tipe molekul: AX_2 (linier)

e. SO_3
$_{16}S$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^4$
$_{8}O$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^4$
jumlah elektron valensi atom pusat = 6
jumlah domain elektron ikatan (X) = $2 \times 3 = 6$
jumlah domain elektron bebas (E) = $\frac{6-6}{2} = 0$
tipe molekul: AX_3 (trigonal datar)

7. Ikatan dipol adalah ikatan yang terjadi di mana molekul yang sebaran muatannya tidak simetris, bersifat polar dan mempunyai 2 ujung yang berbeda muatan (dipol), sehingga ujung positif berdekatan dengan ujung (pol) negatif dari molekul di dekatnya.
9. Faktor-faktor yang mempengaruhi kekuatan gaya London adalah:
 - titik leleh (*TL*) dan titik didih (*TD*) lemah
 - berbentuk gas pada suhu kamar
 - massa molekul relatif (*MR*) dan bentuk molekul

Bab 2 Termokimia

I. **Pilihan Ganda**

1. B	11. C	21. B
3. A	13. B	23. E
5. B	15. E	25. A
7. E	17. B	27. E
9. A	19. D	29. D

II. Uraian

1. a. $C(s) + O_2(g) \longrightarrow CO_2(g)$ $\Delta H = 394$ kJ/mol
 b. $N_2H_4(g) \longrightarrow N_2(g) + 2\ H_2(g)$ $\Delta H = -121$ kJ/mol
 c. $K(s) + Mn(s) + 2\ O_2(g) \longrightarrow KMnO_4(g)$ $\Delta H = 171$ kJ/mol
 d. $C_3H_8(g) + 5\ O_2(g) \longrightarrow 3\ CO_2(g) + 4\ H_2O(g)$ $\Delta H = -1.020$ kJ/mol
3. Kalor yang dibebaskan = 5.222,14 kJ
5. $\Delta H = -84$ kJ
7. $\Delta H = -278$ J
9. $\Delta H = -102$ kJ
11. $\Delta H = -74$ kJ/mol
13. $\Delta H = 137$ kJ
15. Proses terjadinya *syn-gas* dan SNG

 Batu bara $\xrightarrow[\Delta]{}$ batu bara mudah menguap(g) $\xrightarrow[\Delta]{}$ $CH_4(g) + C(s)$

 $C(s) + H_2O(g) \longrightarrow CO(g) + H_2(g)$ $\Delta H = 131$ kJ

 $CO(g) + H_2O(g) \longrightarrow CO_2(g) + H_2(g)$ $\Delta H = -41$ kJ

 $CO(g) + 3\ H_2(g) \longrightarrow CH_4(g) + H_2O(g)$ $\Delta H = -206$ kJ

Bab 3 Laju Reaksi

I. Pilihan Ganda

1. A
3. C
5. B
7. B
9. D
11. C
13. E
15. A
17. B
19. C

II. Uraian

1. a. $M = \dfrac{\text{kadar} \times \rho \times 10}{M_r}$

 $= \dfrac{37 \times 1{,}19 \times 10}{36{,}5}$

 $= 12{,}06\ M$

 b. $(M_1V_1)_{HCl} = (M_2V_2)_{HCl}$

 $12{,}06 \times V_1 = 2 \times 500$

 $V_1 = 82{,}92$ mL
3. $\Delta t = (55 - 25)\ ^\circ C = 30\ ^\circ C$

 $v_2 = 2^{\left(\frac{30}{10}\right)} \cdot x = 2^3 \cdot x = 8x$
5. a. Persamaan laju reaksi: $v = k \cdot [A]^1\ [B]^1\ [C]^0$

 b. $k = 1\ (\text{mol/liter})^{-2} \cdot \text{detik}$

 c. $v = 0{,}2\ (\text{mol/liter}) \cdot \text{detik}$

I. Pilihan Ganda

1. D	11. D	21. B
3. B	13. B	23. E
5. B	15. B	25. D
7. C	17. E	27. D
9. C	19. D	29. B

II. Uraian

1. a. Siklus air, siklus oksigen, dan siklus nitrogen.
 b. - Reaksi pembentukan glukosa pada reaksi fotosintesis.
 - Reaksi perkaratan besi.
 - Reaksi pembakaran kertas/bensin.
3. Reaksi pembentukan amonia:

 $N_2 + 3\ H_2 \rightleftharpoons 2\ NH_3$

 Siklus air, siklus oksigen, dan siklus nitrogen.
5. a. kanan
 b. kanan
 c. tidak bergeser
 d. kiri
 e. kanan
7. - katalis V_2O_5
 - suhu ± 450 °C
9. a. kanan
 b. kanan
 c. kiri
11. a. $K_c = \dfrac{1}{[CO_2]}$

 b. $K_c = [Ag^+]^2\ [CrO_4^{2-}]$

 c. $K_c = \dfrac{[CH_3C(CN)(OH)CH_3]}{[CH_3COCH_3][HCN]}$

 d. $K_c = [Ca^{2+}]\ [OH^-]^2$

 e. $K_c = \dfrac{[FeNCS^{2+}]}{[Fe^{3+}][NCS^-]}$
13. a. 0,5 mol
 b. 1,02 mol
 c. 98%
15. a. 80%
 b. $K_c = 64$
 c. $K_p = 107.584$
17. a. $\alpha = 50\%$
 b. $K_c = 0{,}42$
19. a. 5 mol
 b. 0,0076

Latihan Ulangan Umum Semester 1

Pilihan Ganda

1. D
3. A
5. B
7. E
9. D
11. D
13. D
15. B
17. D
19. E
21. C
23. B
25. D
27. A
29. C
31. B
33. D
35. B
37. D
39. B
41. D
43. B
45. B
47. C
49. E

Bab 5 Larutan Asam dan Basa

I. Pilihan Ganda

1. D
3. C
5. B
7. E
9. A
11. B
13. C
15. B
17. B
19. D

II. Uraian

1. a. pH = 1
 b. pH = 2 – log 3
 c. pH = 7 karena kondisi asam kuat dan basa kuat
 d. pH = 12 + log 3
3. pH = 11
5. Volume NaOH = 300 mL
7. Massa $Ca(OH)_2$ = 3.700 ton

Bab 6 Larutan Penyangga

I. Pilihan Ganda

1. B
3. E
5. B
7. C
9. C
13. C
15. B
17. A
19. A

II. Uraian

1. Massa CH_3COONa = 1,64 gram
3. *p*H = 9,6
5. a. Iya, larutan penyangga dengan NH_4OH sisa.
 b. Bukan larutan penyangga karena $NaHSO_4$ bukan basa konjugasi dari H_2SO_4.
7. *p*H = 2 – log 2
9. 17 : 100

Bab 7 Hidrolisis Garam

I. Pilihan Ganda

1. E
3. C
5. D
7. C
9. D
11. D
13. C
15. C
17. B
19. E

II. Uraian

1. *p*H = 8,72
3. *p*H = 8,81
5. *p*H = 8,175
7. *p*H = 8,85
9. *p*H = 2,7

Bab 8 Kelarutan Garam Sukar Larut

I. Pilihan Ganda

1. B
3. D
5. E
7. B
9. E
11. D
13. A
15. E
17. C
19. D

II. Uraian

1. K_{sp} MgF_2 = $6{,}9 \times 10^{-6}$
3. Karena harga Qsp $Ca(OH)_2$ lebih besar daripada harga K_{sp} $Ca(OH)_2$, maka akan terbentuk endapan $Ca(OH)_2$.
5. K_{sp} $BaSO_4$ = $1{,}21 \times 10^{-10}$
9. Kelarutan AgBr = 7×10^{-6}

Bab 9 Sistem Koloid

I. Pilihan Ganda

1. A
3. D
5. D
7. C
9. B
11. B
13. A
15. C
17. E
19. A
21. D
23. C
25. A

II. Uraian

1. Perbedaan koloid, suspensi, dan larutan

No.	Faktor	Koloid	Suspensi	Larutan
1.	Ukuran partikel	Partikel berdimensi antara 1 nm – 100 nm	Salah satu atau semua dimensi	Semua partikel berdimensi (panjang, lebar, atau tebal) kurang dari 1 nm
2.	Fasa setelah dicampur	Dua fasa	Dua fasa	Satu fasa
3.	Kestabilan	Pada umumnya stabil	Tidak stabil	Stabil
4.	Kemampuan melewati kertas saring	Tidak dapat disaring	Dapat disaring	Tidak dapat disaring

3. Pembuatan agar-agar: sol yang zat terdispersinya mengadsorbsi medium pendispersinya.
5. Efek Tyndall adalah penghamburan berkas cahaya oleh partikel-partikel koloid.

 Contoh:

 sorot lampu mobil pada malam yang berkabut, sorot lampu proyektor dalam gedung bioskop yang berasap/berdebu, dan berkas sinar matahari melalui celah daun pohon-pohon pada pagi hari yang berkabut.
7. Manfaat koloid adsorpsi dalam kehidupan sehari-hari: penyerapan air oleh kapur tulis, proses pemurnian gula tebu, pembuatan obat norit, dan proses penjernihan air minum.
9. Manfaat tawas dalam penjernihan air: menggumpalkan lumpur koloidal sehingga lebih mudah disaring, selain itu juga membentuk koloid $Al(OH)_3$ yang dapat mengadsorpsi zat-zat warna atau zat-zat pencemar, seperti detergen dan pestisida.

 Manfaat kaporit dalam penjernihan air: sebagai disinfektan (pembasmi hama) dan menetralkan keasaman yang terjadi karena penggunaan tawas.
11. Dasar kerja pesawat Cottrel:
 Asap dari pabrik sebelum meninggalkan cerobong asap dialirkan melalui ujung-ujung logam yang tajam dan bermuatan pada tegangan tinggi (20.000 – 75.000 volt). Ujung-ujung yang runcing akan mengionkan molekul-molekul dalam udara. Ion-ion tersebut akan diadsorpsi oleh partikel asap dan menjadi bermuatan. Selanjutnya, partikel bermuatan itu akan tertarik dan diikat pada elektrode yang lainnya.
 Manfaat Cottrel: mencegah polusi udara oleh buangan beracun (dalam industri) dan memperoleh kembali debu yang berharga (misal, debu logam).
13. Manfaat dialisis: menghilangkan ion pengganggu kestabilan koloid.
15. Cara kerja sabun:
 Molekul sabun atau detergen terdiri atas bagian yang polar (disebut kepala) dan bagian yang nonpolar (disebut ekor). Kepala sabun adalah gugus yang hidrofil (tertarik ke air), sedangkan gugus hidrokarbon bersifat hidrofob (takut air). Jika sabun dilarutkan dalam air, maka molekul-molekul sabun akan mengadakan asosiasi karena gugus nonpolarnya (ekor) saling tarik-menarik sehingga terbentuk koloid.
 Gugus nonpolar dari sabun akan menarik partikel kotoran (lemak) dari bahan cucian, kemudian mendispersikannya ke dalam air.

17. a. Prinsip kerja pembuatan koloid dengan cara kondensasi:

 Partikel larutan sejati (molekul atau ion) bergabung menjadi partikel koloid.
 Cara ini dapat dilakukan dengan reaksi-reaksi kimia, seperti reaksi redoks, hidrolisis, dan dekomposisi rangkap atau dengan pergantian pelarut.

 b. Prinsip kerja pembuatan koloid dengan cara dispersi:
 Partikel kasar dipecah menjadi partikel koloid. Cara dispersi dapat dilakukan secara mekanik, peptisasi, atau dengan loncatan bunga listrik (cara busur Bredig).

19. Pembuatan sol belerang dengan cara:

 a. Kondensasi
 Mereaksikan hidrogen sulfida (H_2S) dengan belerang dioksida, dengan cara mengalirkan gas H_2S ke dalam larutan SO_2

 $2\ H_2S(g) + SO_2(aq) \longrightarrow 2\ H_2O(l) + 3\ S$ (koloid)

 b. Dispersi
 Serbuk belerang digerus bersama-sama dengan suatu zat inert (seperti gula pasir), kemudian mencampur serbuk halus itu dengan air.

Latihan Ulangan Umum Semester 2

1. D	21. D	41. B
3. C	23. E	43. C
5. E	25. E	45. A
7. C	27. D	47. C
9. D	29. A	49. B
11. B	31. D	
13. D	33. D	
15. B	35. B	
17. D	37. D	
19. E	39. C	

Catatan

Diunduh dari BSE.Mahoni.com

ISBN 978-979-068-179-8 (No. Jilid Lengkap)
ISBN 978-979-068-182-8

Buku ini telah dinilai oleh Badan Standar Nasional Pendidikan (BSNP) dan telah dinyatakan layak sebagai buku teks pelajaran berdasarkan Peraturan Menteri Pendidikan Nasional Nomor 22 Tahun 2007 tanggal 25 Juni 2007 Tentang Penetapan Buku Teks Pelajaran Yang Memenuhi Syarat Kelayakan untuk Digunakan Dalam Proses Pembelajaran.

Harga Eceran Tertinggi (HET) Rp14.619,-